Editora Bernoulli

QUÍMICA

Volume 05

Sumário - Química

Frente A

09 03 **Concentração das soluções**
Autor: Marcos Raggazzi

10 11 **Diluição e mistura de soluções**
Autor: Marcos Raggazzi

Frente B

09 19 **Processos eletroquímicos**
Autor: Marcos Raggazzi

10 29 **Pilhas**
Autor: Marcos Raggazzi

Frente C

17 39 **Óxidos**
Autor: Marcos Raggazzi

18 47 **Reações inorgânicas I**
Autores: Marcos Raggazzi
Fabiano Guerra

19 63 **Reações inorgânicas II**
Autores: Marcos Raggazzi
Fabiano Guerra

20 69 **Equilíbrio químico – Introdução**
Autores: Marcos Raggazzi
Fabiano Guerra

Frente D

17 77 **Reações de adição**
Autores: Ívina Paula
Marcos Raggazzi

18 85 **Reações de eliminação**
Autores: Ívina Paula
Marcos Raggazzi

19 91 **Reações de oxidação**
Autores: Ívina Paula
Marcos Raggazzi

20 99 **Reações de substituição**
Autores: Ívina Paula
Marcos Raggazzi

QUÍMICA

Concentração das soluções

MÓDULO 09 FRENTE A

A concentração de uma solução é a medida proporcional à quantidade de soluto presente na mesma. Essa proporção de soluto pode ser determinada em relação à quantidade da solução. As principais formas de se exprimirem as concentrações de uma solução são:

- Concentração em gramas por litro ($C_{g.L^{-1}}$);
- Concentração em porcentagem em massa ($C_{m/m}$);
- Concentração em mol por litro ($C_{mol.L^{-1}}$);
- Concentração em partes por milhão ($C_{p.p.m.}$).

OBSERVAÇÃO

- As unidades de concentração definidas em função do volume dependem da temperatura.

DENSIDADE

A densidade de uma solução é a relação entre a massa da solução (m) e o volume (V) ocupado pela mesma. A massa e o volume da solução são obtidos pela soma das massas e dos volumes, respectivamente, do soluto e do solvente.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

A massa da solução pode ser medida em gramas (g) ou quilogramas (kg), e o volume, em mililitros (mL), centímetros cúbicos (cm^3), litros (L), entre outras unidades. Sendo assim, a unidade de medida da densidade de uma solução pode assumir qualquer unidade de medida de massa e de volume. As mais comuns são $g.mL^{-1}$, $g.cm^{-3}$, $g.L^{-1}$ e $kg.L^{-1}$.

Exemplo:

O rótulo do frasco de uma solução aquosa de ácido nítrico, a ser utilizada para a fabricação do explosivo nitroglicerina, que foi utilizado na implosão do edifício Palace II, na Barra da Tijuca, em março de 1998, apresenta $\rho = 1{,}20\ g.cm^{-3}$.

Significado físico: A massa de 1,0 cm^3 de solução corresponde a 1,20 gramas.

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

Concentração em massa/volume*

É a relação entre a massa de soluto, em gramas (m_1), e o volume (V) da solução, em litros.

$$C_{g.L^{-1}} = \frac{\text{massa de soluto (g)}}{\text{volume de solução (L)}}$$

$$C_{g.L^{-1}} = \frac{m_1}{V}$$

Exemplo:

O rótulo do frasco de Guaraná Antarctica *diet* apresenta a concentração, em gramas por litro, $C_{g.L^{-1}} = 0{,}358\ g.L^{-1}$ do edulcorante artificial sacarina sódica.

Significado físico: Em cada 1,0 L do refrigerante, a massa de sacarina sódica dissolvida é de 0,358 g.

Concentração em massa/massa**

É a relação entre a massa do soluto (m_1) e a massa da solução (m), em gramas.

$$C_{m/m} = \frac{m_1}{m}$$

A massa da solução (m) é obtida pela soma da massa do soluto (m_1) com a massa do solvente (m_2).

$$m = m_1 + m_2$$

Essa unidade de concentração é adimensional. Toda grandeza adimensional, em Química, expressa uma porcentagem; nesse caso, a porcentagem do soluto na massa da solução.

$$C_{m/m}\% = C_{m/m} \cdot 100$$

Exemplo:

A água do mar*** possui 3,5% de salinidade, ou seja, $C_{m/m} = 0{,}035$.

Significado físico: Em uma amostra de 100 g da água do mar, 3,5 g são de sal (NaCℓ).

** Antigamente, essa unidade de concentração era denominada concentração comum.*

*** Antigamente, essa unidade de concentração era denominada concentração título em massa.*

**** Deve-se supor, para essa análise, que toda a massa de sal encontrada no mar seja de NaCℓ e que a água do mar é um sistema homogêneo.*

Concentração em partes por milhão (p.p.m.)

Quando uma solução é muito diluída, é mais conveniente determinar a sua concentração em p.p.m.

$$C_{p.p.m.} = \frac{\text{massa do soluto (mg)}}{\text{massa da solução (kg)}}$$

A concentração em p.p.m. também pode ser calculada utilizando-se os dados relativos aos volumes do soluto e da solução.

$$C_{p.p.m.} = \frac{\text{volume do soluto (cm}^3\text{)}}{\text{volume da solução (m}^3\text{)}}$$

Exemplo:

A concentração de CO_2 na atmosfera vem aumentando e, atualmente, atinge recordes de 335 p.p.m., ou seja, 0,0335% de todo o ar atmosférico.

Significado físico: Em cada 1 m^3 de ar atmosférico filtrado, 335 mL são de gás carbônico (CO_2).

Concentração em quantidade de matéria/volume

É a relação entre a quantidade de matéria do soluto (n_1), em mols, e o volume da solução (V), em litros:

$$C_{mol.L^{-1}} = \frac{n_1}{V}$$

A quantidade de matéria do soluto pode ser calculada pela expressão:

$$n_1 = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{massa molar do soluto (g.mol}^{-1}\text{)}} = \frac{m_1}{M_1}$$

Assim,

$$C_{mol.L^{-1}} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

Exemplo:

Os agricultores utilizam hormônios vegetais sintéticos, especialmente auxinas, para conseguir vários resultados na produção de pepinos e tomates. Quando a concentração das auxinas é superior a 0,3 $mol.L^{-1}$, o pepino e o tomate não desenvolvem sementes.

Significado físico: Em cada 1 L de solução, estão dissolvidos 0,3 mol de auxinas.

RELAÇÕES ENTRE AS UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

Algebricamente, pode-se manipular as equações das unidades de concentração e obter relações diretas e simples entre elas.

Relação entre densidade, $C_{g.L^{-1}}$ e $C_{m/m}$

Como

$$C_{m/m} = \frac{m_1}{m} \quad \text{e} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

isolando-se a massa do soluto e o volume da solução, tem-se:

$$m_1 = C_{m/m} \cdot m \quad \text{e} \quad V = \frac{m}{\rho}$$

Substituindo-se esses valores na equação da concentração em $g.L^{-1}$, tem-se:

$$C_{g.L^{-1}} = \frac{m_1}{V} \Rightarrow C_{g.L^{-1}} = \frac{C_{m/m} \cdot m}{\frac{m}{\rho}}$$

Logo,

$$C_{g.L^{-1}} = \rho \cdot C_{m/m}$$

OBSERVAÇÃO

- Essa equação só é válida para densidades expressas em $g.L^{-1}$.

Quando a densidade é expressa em $g.mL^{-1}$ ou $g.cm^{-3}$, a equação anterior é multiplicada pelo fator 1 000, para se obter a concentração em $g.L^{-1}$. Assim,

$$C_{g.L^{-1}} = 1\,000 \cdot \rho \cdot C_{m/m}$$

Relação entre $C_{mol.L^{-1}}$ e $C_{g.L^{-1}}$

Como

$$C_{mol.L^{-1}} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V}$$

isolando-se a massa do soluto, tem-se:

$$m_1 = C_{mol.L^{-1}} \cdot M_1 \cdot V$$

Substituindo-se esse valor na equação da concentração em $g.L^{-1}$, tem-se:

$$C_{g.L^{-1}} = \frac{m_1}{V} \Rightarrow C_{g.L^{-1}} = \frac{C_{mol.L^{-1}} \cdot M_1 \cdot V}{V}$$

Logo,

$$C_{g.L^{-1}} = C_{mol.L^{-1}} \cdot M_1$$

Essa equação pode ser associada com a relação entre $C_{g.L^{-1}}$, densidade e $C_{m/m}$. Assim,

$$C_{g.L^{-1}} = 1\,000 \cdot \rho \cdot C_{m/m} = C_{mol.L^{-1}} \cdot M_1$$

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFJF-MG) A cada dia, mais pessoas são vítimas de acidentes de trânsito em função do uso de bebidas alcoólicas. Quando uma pessoa ingere bebidas alcoólicas, o álcool passa rapidamente para a corrente sanguínea e é levado para todas as partes do corpo. Como resultado, a capacidade da pessoa para conduzir veículos é altamente comprometida, tendo em vista que a intoxicação afeta a coordenação motora e a rapidez dos reflexos. De acordo com a legislação brasileira em vigor, uma pessoa está incapacitada para dirigir com segurança se tiver uma concentração de álcool no sangue superior a 0,8 $g.L^{-1}$.

QUÍMICA NOVA NA ESCOLA, 1997.

Pergunta-se: quantos copos de cerveja de 300 mL uma pessoa de porte médio, que tem um volume sanguíneo de aproximadamente 5 litros, pode tomar para ainda estar capacitada a dirigir?

Observação: O cálculo efetuado considera que todo o álcool ingerido passa para o sangue. Na realidade, pode-se ingerir um pouco mais que o calculado e ainda estar dentro do limite legal, tendo em vista que vários mecanismos no organismo se encarregam de eliminar a substância tóxica.

Dado: Teor alcoólico da cerveja = 32 $g.L^{-1}$.

A) 1
B) 2
C) 3
D) 4
E) Nenhum

02. (UFOP-MG–2009) Durante uma festa, um convidado ingeriu 5 copos de cerveja e 3 doses de uísque. A cerveja contém 5% V/V de etanol e cada copo tem um volume de 0,3 L; o uísque contém 40% V/V de etanol e cada dose corresponde a 30 mL. O volume total de etanol ingerido pelo convidado durante a festa foi de

A) 111 mL.
B) 1,11 L.
C) 15,9 mL.
D) 1,59 L.

03. (UFJF-MG–2006) O ozônio (O_3) é nosso aliado na estratosfera, protegendo contra a incidência de raios ultravioleta. No entanto, torna-se um inimigo perigoso no ar que respiramos, próximo à superfície da Terra. Concentrações iguais ou superiores a 0,12 L de O_3 em um milhão de litros de ar podem provocar irritação nos olhos e problemas pulmonares, como edema e hemorragia. Esta concentração limite de ozônio corresponde a

A) 0,12 ppm.
B) 1,2 ppm.
C) 0,012 ppm.
D) 12 ppm.
E) 120 ppm.

04. (UFLA-MG–2009) Preparou-se uma solução de $(NH_4)_3PO_4$ de concentração 0,10 $mol.L^{-1}$. Do frasco que continha a solução, foram retirados 25 mL. É **INCORRETO** afirmar que, nesses 25 mL, pode-se encontrar

A) 0,0025 mol de PO_4^{3-}.
B) 0,10 mol de $(NH_4)_3PO_4$.
C) 0,03 mol de H.
D) 0,01 mol de O.

05. (UFV-MG) Soluções fisiológicas aquosas de NaCℓ a 0,9% (m/V) são usadas na limpeza de lentes de contato, nebulização, limpeza de escoriações, etc. As concentrações aproximadas dessas soluções, expressas em mol/L e mg/L, são, respectivamente,

A) $1,5x10^{-2}$ e $9,0x10^{2}$.
B) $1,5x10^{-2}$ e $9,0x10^{3}$.
C) $1,5x10^{-1}$ e $9,0x10^{4}$.
D) $1,5x10^{-1}$ e $9,0x10^{3}$.
E) $1,5x10^{-1}$ e $9,0x10^{2}$.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (ITA-SP) Considere as seguintes soluções:

I. 10 g de NaCℓ em 100 g de água.
II. 10 g de NaCℓ em 100 mL de água.
III. 20 g de NaCℓ em 180 g de água.
IV. 10 mol de NaCℓ em 90 mol de água.

Dessas soluções, tem concentração 10% em massa de cloreto de sódio

A) apenas I.
B) apenas III.
C) apenas IV.
D) apenas I e II.
E) apenas III e IV.

02. (UFRGS) O soro fisiológico é uma solução aquosa que contém 0,9% em massa de NaCℓ. Para preparar 200 mL dessa solução, a quantidade necessária de NaCℓ é de, aproximadamente,

A) 0,45 g.
B) 1,8 g.
C) 0,09 mol.
D) 0,18 mol.
E) 10,6 g.

03. (PUC Minas–2007) O rótulo de um produto usado como detergente apresenta, entre outras, a seguinte informação:

Cada 200 mL de detergente contém 10 mL de solução amoniacal ($NH_{3(aq)}$) a 28% V/V.

A concentração de amônia (NH_3) no detergente, em porcentagem, volume por volume, é de

A) 1,4%.
B) 2,8%.
C) 4,6%.
D) 10,0%.

04. (UNIFESP–2007) A contaminação de águas e solos por metais pesados tem recebido grande atenção dos ambientalistas, devido à toxicidade desses metais ao meio aquático, às plantas, aos animais e à vida humana. Entre os metais pesados há o chumbo, que é um elemento relativamente abundante na crosta terrestre, tendo uma concentração ao redor de 20 p.p.m. (partes por milhão). Uma amostra de 100 g da crosta terrestre contém um valor médio, em mg de chumbo, igual a

A) 20.
B) 10.
C) 5.
D) 2.
E) 1.

05. (FMTM-MG) A ingestão de proteínas pode ser feita pelo consumo de alimentos como ovos, carnes e leite. Tais alimentos também contêm minerais importantes na manutenção do organismo, como o cálcio e o ferro. No rótulo de determinada caixa de ovos de galinha consta que 50 g de ovos (sem a casca) contêm 25 mg de cálcio, entre outros constituintes. O nome da proteína e o teor em p.p.m. (1 p.p.m. = 1 parte por 1 milhão de partes) de íons cálcio presentes nesses ovos são, respectivamente,

A) albumina; 200.
B) albumina; 500.
C) caseína; 250.
D) caseína; 500.
E) insulina; 200.

06. (PUC Minas) Uma solução aquosa de cloreto de cálcio, soluto totalmente dissociado, foi preparada pela dissolução de 33,3 g desse sal, em água suficiente para 500 mL de solução. A concentração de íons cloreto, em mol de $C\ell^-$/L de solução, é igual a

A) 0,3.
B) 0,6.
C) 0,9.
D) 1,2.

07. (FMTM-MG) Os açúcares mais complexos normalmente são convertidos em glicose ($C_6H_{12}O_6$), uma das principais fontes de energia para o ser humano. A alimentação intravenosa hospitalar consiste, usualmente, em uma solução de glicose em água com adição de sais minerais. No preparo de um medicamento, foram utilizados 2,5 g de glicose dissolvidos em 90 mL de água. A concentração em quantidade de matéria desse medicamento é

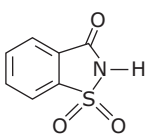
Dado: Massa molar da glicose = 180 $g.mol^{-1}$

A) $9,6x10^{-5}$.
B) $5,0x10^{-4}$.
C) $2,5x10^{-3}$.
D) $1,54x10^{-1}$.
E) $3,6x10^{-1}$.

08. (VUNESP–2006) Uma pastilha contendo 500 mg de ácido ascórbico (vitamina C) foi dissolvida em um copo contendo 200 mL de água. Dadas as massas molares C = 12 $g.mol^{-1}$, H = 1 $g.mol^{-1}$ e O = 16 $g.mol^{-1}$ e a fórmula molecular da vitamina C, $C_6H_8O_6$, a concentração da solução obtida é

A) 0,0042 $mol.L^{-1}$.
B) 0,0142 $mol.L^{-1}$.
C) 2,5 $mol.L^{-1}$.
D) 0,5 $g.L^{-1}$.
E) 5,0 $g.L^{-1}$.

09. (UFV-MG–2006) A sacarina (estrutura a seguir) em soluções aquosas diluídas é cerca de 500 vezes mais doce que a sacarose (açúcar comum). A concentração mínima de sacarina em uma solução para que o sabor doce seja detectável é de aproximadamente $5,5x10^{-2}$ $mol.L^{-1}$. Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que a quantidade mínima necessária de sacarina para preparar 100 mL de solução, que apresente sabor doce, é



A) 0,001 g.
B) 0,01 g.
C) 0,1 g.
D) 1 g.
E) 10 g.

10. (UFMG) Estas informações foram adaptadas do rótulo de um repositor hidroeletrolítico para praticantes de atividade física:

Ingredientes: Água, cloreto de sódio, citrato de sódio e outros.

Quantidade presente em uma porção de 200 mL	
Sódio	$4x10^{-3}$ mol
Cloreto	$2x10^{-3}$ mol

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que, na porção indicada do repositor hidroeletrolítico,

A) a massa de íons sódio é o dobro da massa de íons cloreto.
B) a concentração de íons sódio é igual a $4x10^{-3}$ mol/L.
C) a massa de íons cloreto é igual a 71 mg.
D) a quantidade de cloreto de sódio é igual a $4x10^{-3}$ mol.

11. (UFMG) O Ministério da Saúde estabelece os valores máximos permitidos para as concentrações de diversos íons na água destinada ao consumo humano.

Os valores para os íons $Cu^{2+}_{(aq)}$ e $F^-_{(aq)}$ estão apresentados nesta tabela:

Íon	$Cu^{2+}_{(aq)}$	$F^-_{(aq)}$
Concentração máxima permitida (mol/L)	$3,0x10^{-5}$	$8,0x10^{-5}$

Um volume de 1 000 L de água contém $3,5x10^{-2}$ mol de $CuF_{2(aq)}$.

Considerando-se a concentração desse sistema, é **CORRETO** afirmar que

A) apenas a concentração de $Cu^{2+}_{(aq)}$ ultrapassa o valor máximo permitido.
B) apenas a concentração de $F^-_{(aq)}$ ultrapassa o valor máximo permitido.
C) as concentrações de $Cu^{2+}_{(aq)}$ e $F^-_{(aq)}$ estão abaixo dos valores máximos permitidos.
D) as concentrações de $Cu^{2+}_{(aq)}$ e $F^-_{(aq)}$ ultrapassam os valores máximos permitidos.

12. (PUC Minas–2008) Uma solução de hidróxido de alumínio (MM = 78 $g.mol^{-1}$), utilizada no combate à acidez estomacal, apresenta uma concentração igual a 3,90 $g.L^{-1}$. A concentração, em $mol.L^{-1}$, dos íons hidroxila (OH^-), presentes nessa solução, é igual a

A) $5,0x10^{-1}$.
B) $1,5x10^{-1}$.
C) $1,5x10^{-2}$.
D) $5,0x10^{-2}$.

13. (UFJF-MG–2010) A concentração em mol/L de uma solução de ácido sulfúrico de concentração 35% em massa e densidade 1,4 g/mL é, aproximadamente, igual a

A) 2,5.
B) 10,0.
C) 5,0.
D) 7,5.
E) 20.

14. (PUC Minas–2009) O ácido sulfúrico é um dos principais componentes da solução de bateria dos automóveis, formando uma solução de concentração igual a 19,6% p/V. A concentração, em $mol.L^{-1}$, para essa solução é

A) 0,1.
B) 0,2.
C) 1,0.
D) 2,0.

15. (UFJF-MG–2009) Para combater a dengue, as secretarias de saúde recomendam que as pessoas reguem vasos de plantas com uma solução de água sanitária. Um litro de água sanitária contém 0,35 mol de hipoclorito de sódio (NaCℓO). A porcentagem em massa de hipoclorito de sódio na água sanitária, cuja densidade é 1,0 g/mL, é, aproximadamente,

A) 35,0.
B) 3,50.
C) 26,1.
D) 7,45.
E) 2,61.

16. (UFTM-MG–2006) Os padrões de potabilidade da água, de acordo com a portaria n. 36 do Ministério da Saúde, indicam que o valor máximo permissível de mercúrio é 0,001 mg/L e o de zinco é 5 mg/L. Em dois litros dessa água potável, a quantidade máxima em mol de mercúrio e o teor máximo de zinco em p.p.m. (partes por milhão) serão, respectivamente, iguais a

Dados:
Densidade da água potável = 1 g/mL;
1 p.p.m. corresponde a 1 mg de soluto por 1 kg de solução;
massa molar de mercúrio = 200 g/mol.

A) $1,0x10^{-6}$ e 0,5.
B) $5,0x10^{-7}$ e 5.
C) $5,0x10^{-7}$ e 10.
D) $1,0x10^{-8}$ e 0,5.
E) $1,0x10^{-8}$ e 5.

17. (UFV-MG–2010) O soro caseiro é preparado pela solubilização de açúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) e sal de cozinha (NaCℓ), em água filtrada ou fervida. Um litro de soro caseiro foi preparado pela solubilização de 34 g de açúcar (uma colher de sopa) e 3,5 g de sal de cozinha (uma colher de chá).

As concentrações de açúcar, em % m/V e em mol.L^{-1}, são, respectivamente,

A) 34,0% m/V; 0,1 mol.L^{-1}.

B) 3,4% m/V; 8,5 mol.L^{-1}.

C) 3,4% m/V; 0,1 mol.L^{-1}.

D) 34,0% m/V; 8,5 mol.L^{-1}.

18. (UNIFESP–2006) Em intervenções cirúrgicas, é comum aplicar uma tintura de iodo na região do corpo onde será feita a incisão. A utilização desse produto deve-se à sua ação antisséptica e bactericida. Para 5 litros de etanol, densidade 0,8 g.mL^{-1}, a massa de iodo sólido, em gramas, que deverá ser utilizada para obter uma solução que contém 0,50 mol de I_2 para cada quilograma de álcool, será de

A) 635.

B) 508.

C) 381.

D) 254.

E) 127.

19. (FUVEST-SP) A seguir é apresentada a concentração, em mg/kg, de alguns íons na água do mar.

Íon	Concentração (mg/kg)
Mg^{2+}	1 350
SO_4^{2-}	2 700
Na^+	10 500
$C\ell^-$	19 000

Entre esses íons, os que estão em **MENOR** e **MAIOR** concentração molar são, respectivamente,

Dados:

Massas atômicas: O = 16 u; Na = 23 u; Mg = 24 u; S = 32 u; Cℓ = 35,5 u.

A) $C\ell^-$ e Mg^{2+}.

B) SO_4^{2-} e Na^+.

C) Mg^{2+} e Na^+.

D) Mg^{2+} e $C\ell^-$.

E) SO_4^{2-} e $C\ell^-$.

20. (PUC RS–2006) O Ministério da Saúde recomenda, para prevenir as cáries dentárias, 1,5 ppm (mg.L^{-1}) como limite máximo de fluoreto em água potável. Em estações de tratamento de água de pequeno porte, o fluoreto é adicionado sob forma do sal flúor silicato de sódio (Na_2SiF_6; MM = 188 g.mol^{-1}). Se um químico necessita fazer o tratamento de 10 000 L de água, a quantidade do sal, em gramas, que ele deverá adicionar para obter a concentração de fluoreto indicada pela legislação será, aproximadamente, de

A) 15,0.

B) 24,7.

C) 90,0.

D) 148,4.

E) 1 500,0.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2001) Pelas normas vigentes, o litro do álcool hidratado que abastece os veículos deve ser constituído de 96% de álcool puro e 4% de água (em volume). As densidades desses componentes são dadas na tabela.

Substância	Densidade (g/L)
Água	1 000
Álcool	800

Um técnico de um órgão de defesa do consumidor inspecionou cinco postos suspeitos de venderem álcool hidratado fora das normas. Colheu uma amostra do produto em cada posto, mediu a densidade de cada uma, obtendo:

Posto	Densidade do combustível (g/L)
I	822
II	820
III	815
IV	808
V	805

A partir desses dados, o técnico pôde concluir que estavam com o combustível adequado somente os postos

A) I e II.

B) I e III.

C) II e IV.

D) III e V.

E) IV e V.

02. (Enem–2000)

No Brasil, mais de 66 milhões de pessoas beneficiam-se hoje do abastecimento de água fluoretada, medida que vem reduzindo, em cerca de 50%, a incidência de cáries. Ocorre, entretanto, que profissionais da saúde muitas vezes prescrevem flúor oral ou complexos vitamínicos com flúor para crianças ou gestantes, levando à ingestão exagerada da substância. O mesmo ocorre com o uso abusivo de algumas marcas de água mineral que contêm flúor. O excesso de flúor – fluorose – nos dentes pode ocasionar desde defeitos estéticos até defeitos estruturais graves.

Foram registrados casos de fluorose tanto em cidades com água fluoretada pelos poderes públicos como em outras, abastecidas por lençóis freáticos que naturalmente contêm flúor.

REVISTA DA ASSOCIAÇÃO PAULISTA DE CIRURGIÕES DENTISTAS - APCD, vol. 53, n.1, jan. fev. 1999 (Adaptação).

Determinada estação trata cerca de 30 000 litros de água por segundo. Para evitar riscos de fluorose, a concentração máxima de fluoretos nessa água não deve exceder a cerca de 1,5 miligrama por litro de água.

A quantidade máxima dessa espécie química que pode ser utilizada com segurança, no volume de água tratada em uma hora, nessa estação, é

A) 1,5 kg.

B) 4,5 kg.

C) 96 kg.

D) 124 kg.

E) 162 kg.

03. (Enem–2002) Para testar o uso do algicida sulfato de cobre em tanques para criação de camarões, estudou-se, em aquário, a resistência desses organismos a diferentes concentrações de íons cobre (representados por Cu^{2+}). Os gráficos relacionam a mortandade de camarões com a concentração de Cu^{2+} e com o tempo de exposição a esses íons.

Gráfico I

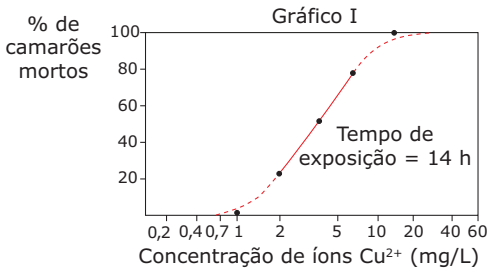
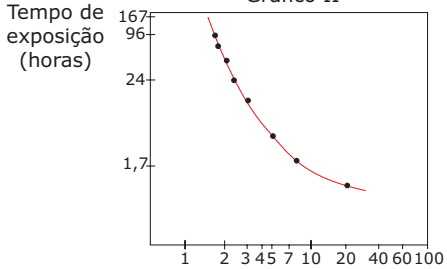


Gráfico II


Tempo de exposição (horas)
167
96
24
1,7
1 2 3 4 5 7 10 20 40 60 100
Concentração de íons Cu2+ que causa 50% de mortalidade dos camarões (mg/L)

VOWLES, P.D.; CONNELL, D.W. *Experiments in environmental chemistry* - a laboratory manual. Oxford: Pergamon Press, 1980 (Adaptação).

Se os camarões utilizados na experiência fossem introduzidos num tanque de criação contendo 20 000 L de água tratada com sulfato de cobre, em quantidade suficiente para fornecer 50 g de íons cobre, estariam vivos, após 24 horas, cerca de

A) 1/5.

B) 1/4.

C) 1/2.

D) 2/3.

E) 3/4.

04. (Enem–2010) Todos os organismos necessitam de água e grande parte deles vive em rios, lagos e oceanos. Os processos biológicos, como respiração e fotossíntese, exercem profunda influência na química das águas naturais em todo o planeta. O oxigênio é ator dominante na química e na bioquímica da hidrosfera. Devido à sua baixa solubilidade em água (9,0 mg/L a 20 °C) a disponibilidade de oxigênio nos ecossistemas aquáticos estabelece o limite entre a vida aeróbica e anaeróbica. Nesse contexto, um parâmetro chamado Demanda Bioquímica de Oxigênio (DBO) foi definido para medir a quantidade de matéria orgânica presente em um sistema hídrico. A DBO corresponde à massa de O_2 em miligramas necessária para realizar a oxidação total do carbono orgânico em um litro de água.

BAIRD, C. *Química Ambiental*. Ed. Bookman, 2005 (Adaptação).

Dados: Massas molares em g/mol: C = 12; H = 1; O = 16.

Suponha que 10 mg de açúcar (fórmula mínima CH_2O e massa molar igual a 30 g/mol) são dissolvidos em um litro de água; em quanto a DBO será aumentada?

A) 0,4mg de O_2/litro

B) 1,7mg de O_2/litro

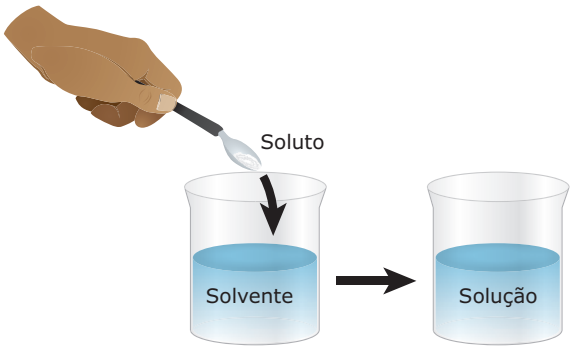
C) 2,7mg de O_2/litro

D) 9,4mg de O_2/litro

E) 10,7mg de O_2/litro

QUÍMICA

05. (Enem–2010) Ao colocar um pouco de açúcar na água e mexer até a obtenção de uma só fase, prepara-se uma solução. O mesmo acontece ao se adicionar um pouquinho de sal à água e misturar bem. Uma substância capaz de dissolver o soluto é denominada solvente; por exemplo, a água é um solvente para o açúcar, para o sal e para várias outras substâncias. A figura a seguir ilustra essa citação.



Disponível em: <www.sobiologia>. com.br. Acesso em: 27 abr. 2010.

Suponha que uma pessoa, para adoçar seu cafezinho, tenha utilizado 3,42 g de sacarose (massa molar igual a 342 g/mol) para uma xícara de 50 mL do líquido. Qual é a concentração final, em mol/L, de sacarose nesse cafezinho?

A) 0,02

B) 0,2

C) 2

D) 200

E) 2000

GABARITO

Fixação

01. E

02. A

03. A

04. B

05. D

Propostos

01. B

02. B

03. A

04. D

05. B

06. D

07. D

08. B

09. D

10. C

11. A

12. B

13. C

14. D

15. E

16. E

17. C

18. B

19. E

20. B

Seção Enem

01. E

02. E

03. C

04. E

05. B

QUÍMICA

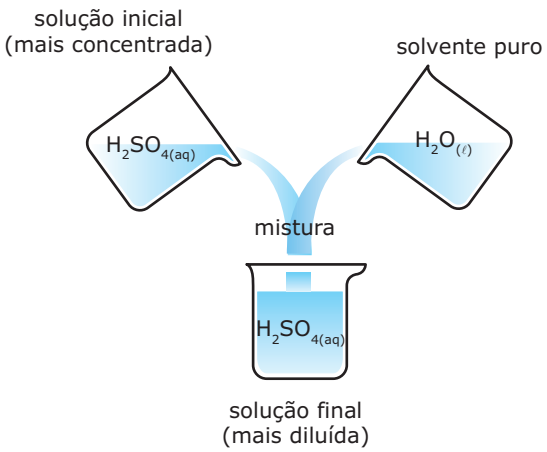
Diluição e mistura de soluções

MÓDULO 10 FRENTE A

DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

Diluir uma solução consiste em diminuir a sua concentração, por retirada de soluto ou por adição de solvente puro.

Experimentalmente, adicionar solvente puro é o processo mais utilizado. Assim, a concentração da solução após a diluição (solução final) será sempre menor que a concentração da solução antes da diluição (solução inicial) porque o aumento da massa de solvente leva ao aumento do volume da solução, permanecendo constante a quantidade de soluto.



Equações de diluição

Em um processo de diluição por adição de solvente à solução, a quantidade de soluto (massa, quantidade de matéria, etc.) é sempre constante; logo,

$$m_{1\ inicial} = m_{1\ final}$$

Como

$$C_{g.L^{-1}} = \frac{m_1}{V} \therefore m_1 = C_{g.L^{-1}} \cdot V$$

portanto,

$$C_{g.L^{-1}\ i} \cdot V_i = C_{g.L^{-1}\ f} \cdot V_f$$

e, ainda,

$$n_{1\ inicial} = n_{1\ final}$$

Como

$$C_{mol.L^{-1}} = \frac{n_1}{V} \therefore n_1 = C_{mol.L^{-1}} \cdot V$$

portanto,

$$C_{mol.L^{-1}\ i} \cdot V_i = C_{mol.L^{-1}\ f} \cdot V_f$$

lembrando que

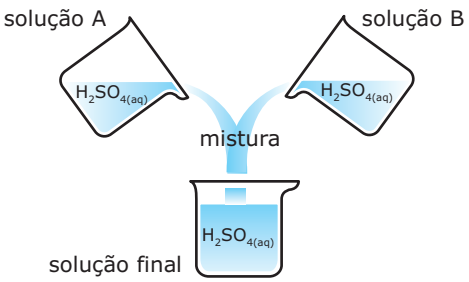
$$V_f = V_i + V_{adicionado}$$

Com base no raciocínio apresentado, pode-se deduzir todas as equações para a diluição, utilizando-se qualquer tipo de unidade de concentração.

MISTURA DE SOLUÇÕES DE MESMO SOLUTO E MESMO SOLVENTE

A adição pura e simples de uma solução a outra é denominada mistura de soluções.

Quando se misturam duas soluções, contendo o mesmo soluto e o mesmo solvente, na solução final, a quantidade do soluto será igual à soma dassas quantidades do soluto das soluções misturadas, enquanto o volume final resulta da soma dos volumes dessas soluções.



$C_{g.L^{-1}\ f}$ = valor entre $C_{g.L^{-1}\ A}$ e $C_{g.L^{-1}\ B}$

$C_{mol.L^{-1}\ f}$ = valor entre $C_{mol.L^{-1}\ A}$ e $C_{mol.L^{-1}\ B}$

Equações de uma mistura de soluções

Ao se misturarem duas soluções, a concentração da solução final é dada por uma média ponderada das concentrações das soluções originais.

Significado físico: A concentração da solução final é um valor intermediário à concentração das soluções originais.

Em uma mistura de soluções, as massas e as quantidades de matéria dos solutos somam-se, logo,

$m_{1\ f} = m_{1\ A} + m_{1\ B}$

$C_{g.L^{-1}} = \frac{m_1}{V} \therefore\ m_1 = C_{g.L^{-1}} \cdot V$

$C_{g.L^{-1}\ f} \cdot V_f = C_{g.L^{-1}\ A} \cdot V_A + C_{g.L^{-1}\ B} \cdot V_B$

e, ainda,

$n_{1\ f} = n_{1\ A} + n_{1\ B}$

$C_{mol.L^{-1}} = \frac{n_1}{V} \therefore\ n_1 = C_{mol.L^{-1}} \cdot V$

$C_{mol.L^{-1}\ f} \cdot V_f = C_{mol.L^{-1}\ A} \cdot V_A + C_{mol.L^{-1}\ B} \cdot V_B$

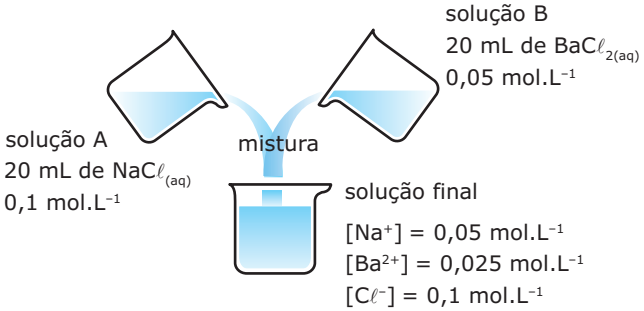
OBSERVAÇÃO

- Para essas equações, os volumes devem estar, obrigatoriamente, na mesma unidade.

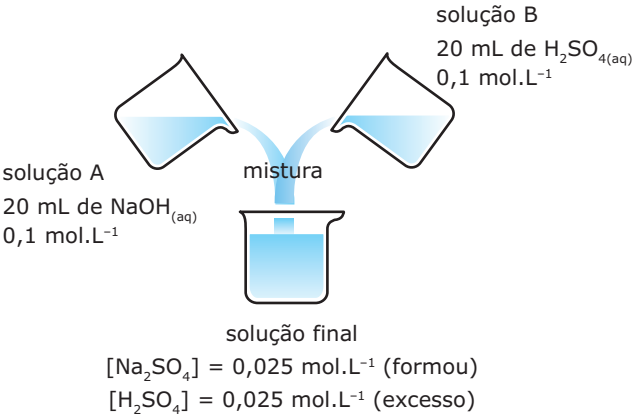
MISTURA DE SOLUÇÕES DE SOLUTOS DIFERENTES

Quando se misturam duas soluções com solutos diferentes, duas situações podem ocorrer. Esses solutos podem ou não reagir entre si.

Sem reação química



Com reação química



TITULAÇÃO

A titulação é um procedimento que visa determinar a concentração de uma solução, fazendo-a reagir com outra solução de concentração conhecida. Dessa forma, a titulação é uma aplicação importante de misturas de soluções cujos solutos reagem entre si.

Classificação das titulações

As titulações ácido-base dividem-se em:

A. **Acidimetria:** Determinação da concentração de uma solução ácida.

B. **Alcalimetria:** Determinação da concentração de uma solução básica.

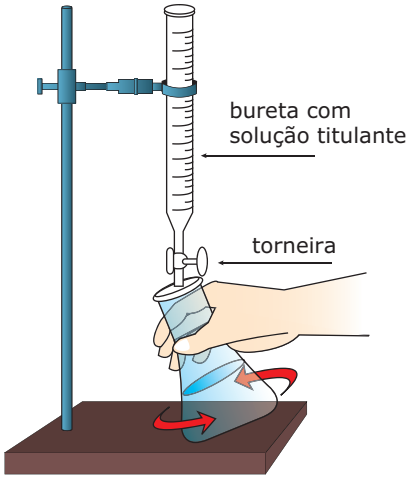
Quando se deseja descobrir a porcentagem de pureza de uma substância em uma mistura, também se realizam titulações.

Realização de uma titulação

A solução ácida ou básica, cuja concentração deve ser definida, é denominada solução-problema ou titulada. Ela é colocada em um erlenmeyer, no qual é adicionada uma substância indicadora*, fenolftaleína, por exemplo.

Em uma bureta, é colocada a solução de concentração conhecida, solução-padrão ou titulante.

** Substância indicadora: Substância química que possui cores específicas em função da constituição do meio. Os indicadores ácido-base possuem coloração diferente para os meios ácido, básico e, algumas vezes, neutro.*



Deixa-se escorrer, cuidadosamente, a solução-padrão, observando-se o término da titulação pela mudança de coloração da solução-problema.

O ponto em que há essa mudança de coloração é denominado ponto de viragem. Quando se utiliza fenolftaleína como indicador, e a solução-problema é básica, esse ponto é, exatamente, o ponto em que a neutralização foi completada (o meio encontra-se neutro). Entretanto, se a solução-problema for ácida, para se verificar a viragem, é necessário acrescentar uma gota adicional de base, pois a fenolftaleína é incolor em meio ácido e neutro. Na prática, esse excesso é desprezado, pois o volume de uma gota é 0,05 mL.

Princípio da equivalência

Toda titulação segue o princípio da equivalência: a neutralização só se completa quando o número de hidrogênios ionizáveis é igual ao número de hidroxilas dissociáveis.

quantidade em mol de H^+ = quantidade em mol de OH^-

Como

$$C_{mol.L^{-1}} = \frac{n}{V} \therefore n = C_{mol.L^{-1}} \cdot V$$

Quando o número de íons H^+ (ionizáveis) e OH^- (dissociáveis), por fórmula, são iguais, tem-se:

$$n_{ácido} = n_{base}$$

$$C_{mol.L^{-1}\ ácido} \cdot V_{ácido} = C_{mol.L^{-1}\ base} \cdot V_{base}$$

Quando o número de íons H^+ e OH^-, por fórmula, são diferentes, tem-se, genericamente,

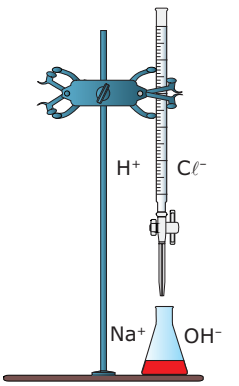
$$x \cdot C_{mol.L^{-1}\ ácido} \cdot V_{ácido} = y \cdot C_{mol.L^{-1}\ base} \cdot V_{base}$$

em que

- x = número de hidrogênios ionizáveis por fórmula.
- y = número de hidroxilas dissociáveis por fórmula.

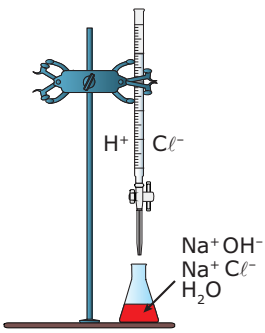
Análise microscópica da titulação

O esquema a seguir mostra a titulação alcalimétrica, em que a solução de ácido clorídrico é a solução-padrão, enquanto que a solução de hidróxido de sódio é a solução-problema. O ponto de viragem da fenolftaleína está na faixa de pH entre 8,3 e 10,0, e é verificado, nesse caso, quando a solução-problema torna-se incolor.



fenolftaleína + $NaOH_{(aq)}$
(vermelho)

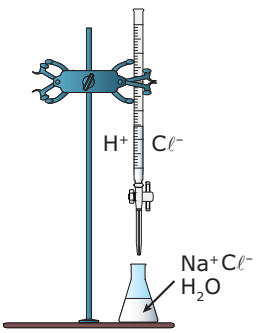
no início só há OH^- da base



fenolftaleína + $NaOH_{(aq)}$
(vermelho)

os íons OH^- vão sendo neutralizados por íons H^+

$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$



(incolor)

no ponto de viragem do indicador, todos os íons OH^- foram neutralizados por íons H^+

$H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(\ell)}$

Exercícios resolvidos

01. Foram gastos 40 mL de solução 0,1 mol.L^{-1} de NaOH para neutralizar 20 mL de solução de ácido clorídrico. Calcular a concentração da solução de HCℓ, em mol.L^{-1}.

Resolução:

$$HC\ell_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

1 mol de ácido $\xrightarrow{\text{reage com}}$ 1 mol de base

$n_{ácido} = n_{base}$

$C_{mol.L^{-1}\ ácido} \cdot V_{ácido} = C_{mol.L^{-1}\ base} \cdot V_{base}$

$C_{mol.L^{-1}\ ácido} \cdot 20 = 0{,}1 \cdot 40$

$C_{mol.L^{-1}\ ácido} = 0{,}2$ mol.L^{-1}

02. Um supermercado estava vendendo soda cáustica – NaOH impuro – fora dos padrões estabelecidos no rótulo do produto. Em um teste no Inmetro, foram gastos 10 mL de solução 0,2 mol.L^{-1} de H_2SO_4, para neutralizar 20 mL de solução aquosa da base. Determinar a massa de NaOH contida nessa amostra.

Dado: M(NaOH) = 40 g.mol^{-1}.

Resolução:

$$H_2SO_{4(aq)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow Na_2SO_{4(aq)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

1 mol de ácido $\xrightarrow{\text{reage com}}$ 2 mol de base

$2 \cdot n_{ácido} = n_{base}$

$2 \cdot C_{mol.L^{-1}\ ácido} \cdot V_{ácido} = C_{mol.L^{-1}\ base} \cdot V_{base}$

$2 \cdot 0{,}2 \cdot 10 = C_{mol.L^{-1}\ base} \cdot 20$

$C_{mol.L^{-1}\ ácido} = 0{,}2$ mol.L^{-1}

Como

$$C_{mol.L^{-1}\ base} = \frac{m_{base}}{M_{base} \cdot V_{base}}$$

$m_{base} = 0{,}2$ mol.L^{-1} $\cdot$ 0,02 L $\cdot$ 40 g.mol^{-1}

$m_{base} = 0{,}16$ g de NaOH

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) Uma mineradora de ouro, na Romênia, lançou 100 000 m^3 de água e lama contaminadas com cianeto, $CN^-_{(aq)}$, nas águas de um afluente do segundo maior rio da Hungria.

A concentração de cianeto na água atingiu, então, o valor de 0,0012 mol.L^{-1}. Essa concentração é muito mais alta que a concentração máxima de cianeto que ainda permite o consumo doméstico da água, igual a 0,01 mg.L^{-1}.

Considerando-se essas informações, para que essa água pudesse servir ao consumo doméstico, ela deveria ser diluída, aproximadamente,

A) 32 000 vezes.

B) 3 200 vezes.

C) 320 vezes.

D) 32 vezes.

02. A 100 mL de uma solução 2 mol.L^{-1} de HCℓ são misturados 300 mL de outra solução, também, 2 mol.L^{-1} desse ácido. Metade da solução obtida é diluída ao dobro pela adição de água. A concentração em quantidade de matéria da solução resultante será de

A) 0,5 mol.L^{-1}.

B) 1 mol.L^{-1}.

C) 1,5 mol.L^{-1}.

D) 2 mol.L^{-1}.

E) 4 mol.L^{-1}.

03. (OBQ) Quando se mistura 200 mL de uma solução a 5,85% (m/V) de cloreto de sódio com 200 mL de uma solução de cloreto de cálcio que contém 22,2 g do soluto e se adiciona 200 mL de água, obtém-se uma nova solução cuja concentração de íons cloreto é de

A) 0,1 mol.L^{-1}.

B) 0,2 mol.L^{-1}.

C) 1,0 mol.L^{-1}.

D) 2,0 mol.L^{-1}.

E) 3,0 mol.L^{-1}.

04. (UFJF-MG–2008) O controle de qualidade para amostras de vinagre, que contém ácido acético (H_3CCOOH), é feito a partir da reação deste com hidróxido de sódio. Sabendo-se que, de modo geral, os vinagres comercializados possuem 3 g de ácido acético a cada 100,0 mL de vinagre, qual seria o volume, em litros, de NaOH 0,5 mol/L gasto para neutralizar 100,0 mL desse vinagre?

A) 1,0

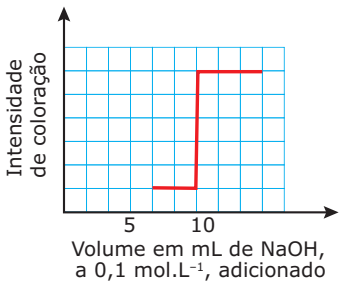
B) 0,5

C) 0,1

D) 0,2

E) 0,25

05. (FUVEST-SP) Na titulação de 100 mL de HCℓ 0,01 mol.L^{-1} com NaOH 0,1 mol.L^{-1}, usando-se como indicador 10 gotas de uma solução de fenolftaleína, é obtido o seguinte gráfico:



INDIQUE o gráfico correspondente que se espera obter quando se utiliza NaOH 0,2 mol.L^{-1} como titulante.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFRGS–2006) O volume, em mililitros, de uma solução 0,5 mol.L^{-1} de $AgNO_3$ necessário para preparar 200 mililitros de uma solução 0,1 mol.L^{-1} desse sal é igual a

A) 10.

B) 20.

C) 25.

D) 40.

E) 50.

02. (UERJ–2007) Um medicamento, para ser administrado a um paciente, deve ser preparado como uma solução aquosa de concentração igual a 5%, em massa, de soluto. Dispondo-se do mesmo medicamento em uma solução duas vezes mais concentrada, esta deve ser diluída com água até atingir o percentual desejado.

As massas de água na solução mais concentrada e naquela obtida após a diluição apresentam a seguinte razão:

A) $\frac{5}{7}$

B) $\frac{5}{9}$

C) $\frac{9}{19}$

D) $\frac{7}{15}$

03. (UFJF-MG–2007) Ácido muriático é o nome comercial do ácido clorídrico. Ele pode ser utilizado para limpeza de calçamentos em geral. A pessoa encarregada da limpeza recebeu 1,0 L de uma solução desse ácido, na concentração de 2,0 mol.L^{-1}, e a orientação para diluí-la na proporção 1:100. Qual será a concentração da solução preparada para limpeza em g.L^{-1}?

A) 0,02

B) 2,0

C) 3,65

D) 0,365

E) 0,73

04. (UERJ–2006) Uma suspensão de células animais em um meio isotônico adequado apresenta volume igual a 1 L e concentração total de íons sódio igual a 3,68 g.L^{-1}. A esse sistema foram acrescentados 3 L de água destilada.

Após o processo de diluição, a concentração total de íons sódio em milimol.L^{-1} é de

A) 13. B) 16. C) 23. D) 40.

05. (UFU-MG) A mistura de 100,0 mL de solução aquosa 0,10 mol.L^{-1} de $CaC\ell_2$ com 100,0 mL de água resulta em uma solução aquosa com

A) 0,20 mol.L^{-1} de íons $C\ell^-$.

B) 0,02 mol de íons $C\ell^-$.

C) 0,05 mol de $CaC\ell_2$.

D) 0,05 mol de íons Ca^{2+}.

06. (UFLA-MG–2006) As soluções de hipoclorito de sódio (NaCℓO) têm sido utilizadas por sua ampla ação desinfetante.

A) Quantos gramas de hipoclorito de sódio são necessários para se preparar 10 L de solução desse sal a 0,05 mol.L^{-1}?

B) A que volume (V_{final}) deve-se diluir 500 mL de solução de NaCℓO a 0,05 mol.L^{-1} para se obter solução 5x10^{-3} mol.L^{-1} desse sal?

C) Qual a concentração em g.L^{-1} da solução de NaCℓO 0,1 mol.L^{-1}?

Dados: Na = 23 u;
Cℓ = 35,5 u;
O = 16 u.

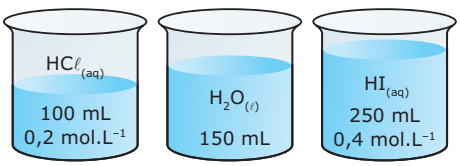
07. (PUCPR–2006) Tem-se 60 mL de solução 2 mol.L^{-1} de $CaC\ell_2$. Acrescentam-se 540 mL de água a essa solução. Qual a nova concentração em mol.L^{-1} de íons cloreto?

A) 0,6 mol.L^{-1}
B) 0,2 mol.L^{-1}
C) 0,4 mol.L^{-1}
D) 0,5 mol.L^{-1}
E) 1 mol.L^{-1}

08. (Unimontes-MG–2010) Um frasco de 5 mL de uma solução injetável de antibiótico contém 5% (m/V) do fármaco. Para se preparar uma injeção com concentração de 5 mg de antibiótico por mililitro, deve-se acrescentar aos 5 mL de solução injetável um volume de diluente equivalente a

A) 10,00 mL.
B) 45,00 mL.
C) 49,95 mL.
D) 50,00 mL.

09. (UERJ–2006) Para estudar os processos de diluição e mistura, foram utilizados, inicialmente, três frascos contendo diferentes líquidos. A caracterização desses líquidos é apresentada na ilustração a seguir.



A seguir, todo o conteúdo de cada um dos frascos foi transferido para um único recipiente.

Considerando a aditividade de volumes e a ionização total dos ácidos, a mistura final apresentou uma concentração de íons H^+, em mol.L^{-1}, igual a

A) 0,60. B) 0,36. C) 0,24. D) 0,12.

10. (FCMMG–2011) Considere o experimento em que são misturados em um único frasco

- 100 mL de solução aquosa de $NaC\ell$, de concentração 0,200 mol/L;
- 100 mL de solução aquosa de $CaC\ell_2$, de concentração 0,050 mol/L;
- 100 mL de água.

Tendo em vista o exposto, pode-se concluir que a concentração de íons cloreto na solução resultante, em mol/L, é igual a

A) 0,150.
B) 0,100.
C) 0,0833.
D) 0,0300.

11. 100 mL de $A\ell_2(SO_4)_{3(aq)}$ de concentração 1 mol.L^{-1} são adicionados a 900 mL de $BaC\ell_{2(aq)}$ de concentração 1/3 mol.L^{-1}. Sabendo que a massa molar do $BaSO_4$ = 233 g.mol^{-1}, **CALCULE**

A) a massa do precipitado ($BaSO_4$) formado.
B) a concentração em mol.L^{-1} do cloreto formado na solução.
C) a concentração em mol.L^{-1} do reagente em excesso, se houver.

12. (UEL-PR) O técnico de um laboratório de química preparou 1 L de solução de $Ba(OH)_2$ (solução A). Em seguida, o técnico transferiu 25 mL da solução A para um erlenmeyer e titulou-a com solução de $HC\ell$ de concentração 0,1 mol.L^{-1}, verificando que foram consumidos 100 mL dessa solução.

O restante da solução foi deixado ao ar durante vários dias, formando um precipitado branco. Esse precipitado foi separado por filtração, obtendo-se uma solução límpida (solução B).

O técnico transferiu 25 mL da solução B para um erlenmeyer e titulou-a com solução de $HC\ell$ de concentração 0,1 mol.L^{-1} gastando 75 mL dessa solução.

Admitindo-se que, durante a exposição do restante da solução A ao ar, não tenha ocorrido evaporação da água, considere as afirmativas a seguir:

I. A concentração da solução A é 0,20 mol.L^{-1}.
II. A concentração da solução A é 0,40 mol.L^{-1}.
III. A concentração da solução B é 0,15 mol.L^{-1}.
IV. A concentração da solução B é 0,30 mol.L^{-1}.
V. O precipitado formado é $BaCO_3$.

Dados: Massas molares (g/mol):

H = 1
C = 12
O = 16
Ba = 137

Estão **CORRETAS** apenas as afirmativas

A) I e III.
B) I e IV.
C) II e IV.
D) I, III e V.
E) II, IV e V.

13. (PUC Rio–2006) Um técnico de laboratório recebeu um frasco com 300 cm^3 de ácido clorídrico de molaridade desconhecida, a fim de determiná-la. Para isso, retirou uma alíquota de 10 mL do frasco original e transferiu para um balão volumétrico de 50 mL, o qual foi completado com água destilada. Após homogeneização, ele retirou 10 mL dessa solução e transferiu para um frasco erlenmeyer. Essa solução foi, em seguida, titulada com uma solução aquosa padrão de hidróxido de sódio de molaridade exata igual a 0,500 $mol.L^{-1}$. Sabendo-se que, nessa titulação, foram consumidos 12 mL da solução-padrão de hidróxido de sódio,

A) **ESCREVA** a reação química que ocorre no processo de titulação do ácido clorídrico pelo hidróxido de sódio.

B) **CALCULE** a quantidade de hidróxido de sódio (em mol) contida nos 12 mL de solução usada para a titulação do ácido.

C) **CALCULE** a molaridade da solução de ácido clorídrico do frasco original.

14. (UFMG–2007) Para se determinar a quantidade de íons carbonato, CO_3^{2-}, e de íons bicarbonato, HCO_3^-, em uma amostra de água, adiciona-se a esta uma solução de certo ácido.

As duas reações que, então, ocorrem estão representadas nestas equações:

I. $CO_{3\,(aq)}^{2-} + H^+_{(aq)} \rightarrow HCO_{3\,(aq)}^-$

II. $HCO_{3\,(aq)}^- + H^+_{(aq)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$

Para se converterem os íons carbonato e bicarbonato dessa amostra em ácido carbônico, H_2CO_3, foram consumidos 20 mL da solução ácida. Pelo uso de indicadores apropriados, é possível constatar-se que, na reação I, foram consumidos 5 mL dessa solução ácida e, na reação II, os 15 mL restantes.

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que, na amostra de água analisada, a proporção inicial entre a concentração de íons carbonato e a de íons bicarbonato era de

A) 1:1.
B) 1:2.
C) 1:3.
D) 1:4.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2009) O álcool hidratado utilizado como combustível veicular é obtido por meio da destilação fracionada de soluções aquosas geradas a partir da fermentação de biomassa. Durante a destilação, o teor de etanol da mistura é aumentado, até o limite de 96% em massa. Considere que, em uma usina de produção de etanol, 800 kg de uma mistura etanol / água com concentração 20% em massa de etanol foram destilados, sendo obtidos 100 kg de álcool hidratado, 96% em massa de etanol. A partir desses dados, é correto concluir que a destilação em questão gerou um resíduo com uma concentração de etanol em massa

A) de 0%.
B) de 8,0%.
C) entre 8,4% e 8,6%.
D) entre 9,0% e 9,2%.
E) entre 13% e 14%.

02. Os alvejantes são produtos muito utilizados para o branqueamento de tecidos e limpeza de pisos, paredes e sanitários. São popularmente conhecidos como água sanitária. O quadro a seguir apresenta algumas informações retiradas do rótulo de um desses produtos.

INSTRUÇÕES DE USO

LAVAGEM DE ROUPAS: Para alvejar, adicione 1 copo (200 mL) de alvejante para cada 20 litros de água, deixando de molho por 1 hora. Para a remoção de manchas difíceis, adicione 1 copo (200 mL) de alvejante para cada 5 litros de água e deixe de molho por 15 minutos.

COMPOSIÇÃO: Hipoclorito de sódio, hidróxido de sódio, cloreto de sódio, água e perfume.

TEOR DE CLORO ATIVO: Entre 2,0% e 2,5%

Uma dona de casa preparou, seguindo as instruções do rótulo, uma solução para a remoção de manchas difíceis. Nesse preparo, a solução original foi diluída

A) 5 vezes.
B) 20 vezes.
C) 25 vezes.
D) 26 vezes.
E) 101 vezes.

03. Existem diversos tipos de vinagres produzidos dependendo do tipo de material usado na fermentação alcoólica (sucos de frutas, xaropes contendo amiláceos hidrolisados). De acordo com o FDA (*Food and Drug Administration*), a definição e padronização de um dos tipos de vinagres são: vinagre, vinagre de cidra e vinagre de maçã – produto obtido pelas fermentações alcoólica e subsequentemente acética do suco de maçãs. O vinagre padronizado contém, em 100 centímetros cúbicos a 20 ºC, 3 g de ácido acético.

Disponível em: <http://pt.wikipedia.org/wiki/vinagre>. Acesso em: 14 out. 2010.

Com o objetivo de determinar se um certo vinagre corresponde ao padronizado, um técnico recolheu uma amostra de 50 mL desse vinagre que, em seguida, foi titulada com 25 mL de uma solução 0,1 mol.L^{-1} de NaOH.

Dado de massa molecular: CH_3COOH (60 u).

Dessa forma, pode-se dizer que o vinagre analisado, se comparado ao vinagre padronizado, apresenta um teor de ácido acético

A) 10 vezes menor.

B) 20 vezes menor.

C) 40 vezes menor.

D) 50 vezes menor.

E) 100 vezes menor.

04. Algumas formas de hepatite, como A e E, podem ser contraídas por meio da ingestão de água e alimentos contaminados. Para se evitar a contaminação, os alimentos devem ser bem cozidos e servidos logo após a preparação. Em se tratando de frutas e verduras, deve-se deixá-las de molho, por cerca de 30 minutos, em água clorada — uma mistura de 2 mL (40 gotas) de hipoclorito de sódio (NaCℓO) a 2,5% m/V para cada litro de água — para somente depois lavá-las com água tratada.

Disponível em: <http://www.saude.terra.com.br/guia/abcdasaude/hepatite>.Acesso em:01 set. 2004 (Adaptação).

A partir dessas informações, a massa de hipoclorito de sódio, em gramas, presente em 500 mL da água clorada, utilizada na lavagem de frutas e verduras, é de

A) 0,025.

B) 0,05.

C) 0,25.

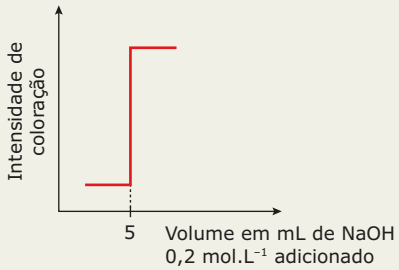
D) 0,5.

E) 2,5.

GABARITO

Fixação

01. B
02. B
03. C
04. C
05. O ponto de equivalência seria atingido em 5 mL de NaOH 0,2 mol.L^{-1}.



Propostos

01. D
02. C
03. E
04. D
05. B
06. A) $M(NaC\ell O_{(s)}) = 37,25$ g
    B) $V_{final} = 5$ L
    C) $C(NaC\ell O) = 7,45$ g.L^{-1}
07. C
08. B
09. C
10. B
11. A) $m(BaSO_{4(s)}) = 69,9$ g
    B) $C(A\ell C\ell_3) = 0,2$ mol.L^{-1}
    C) Não houve excesso.
12. D
13. A) $HC\ell_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaC\ell_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$
    B) n(NaOH) = 0,006 mol
    C) $C_{mol.L^{-1}} = 3,00$ mol.L^{-1} de $HC\ell$ (no frasco original)
14. B

Seção Enem

01. D 02. D 03. A 04. A

QUÍMICA

Processos eletroquímicos

MÓDULO 09 FRENTE B

A eletroquímica é a parte da Química que estuda as relações entre a corrente elétrica e as reações químicas.

Existem dois processos eletroquímicos.

1. Pilha: Dispositivo em que ocorre uma reação de oxirredução que produz corrente elétrica.
2. Eletrólise: Reação de oxirredução que, para ocorrer, consome corrente elétrica.

Todos os processos eletroquímicos envolvem transferência de elétrons, ou seja, oxidações e reduções.

Relembre alguns conceitos:

Oxidação: Perda de e^- ⇒ aumento do NOx ⇒ a espécie química que se oxida é denominada agente redutor, ou simplesmente redutor.

Redução: Ganho de e^- ⇒ diminuição do NOx ⇒ a espécie química que se reduz é denominada agente oxidante, ou simplesmente oxidante.

SÉRIE DE REATIVIDADE QUÍMICA

Por meio de experiências, verifica-se que determinadas substâncias têm maior potencial para se oxidarem ou reduzirem em relação a outras. Assim, pode-se dispor essas substâncias em uma sequência que indique a preferência em ceder ou receber elétrons. Essa sequência é denominada série de reatividade química ou fila de reatividade química.

Tendência para ceder elétrons

K Ba Ca Na Mg Aℓ Zn Fe | H | Cu Hg Ag Au

metais comuns — metais nobres

Reatividade crescente
(aumento da eletropositividade)

Tendência para receber elétrons

F O N Cℓ Br I S

Reatividade crescente
(aumento da eletronegatividade)

Observe alguns exemplos:

1. $A\ell^0$ cede elétrons aos cátions Zn^{2+}, Cu^{2+}, Ag^+, Fe^{2+}, Fe^{3+}, H^+, Hg^{2+}, Au^{3+}.
2. Cu^0 cede elétrons a Hg^{2+}, Ag^+, Au^{3+}.
3. Cu^0 não cede elétrons aos íons dos elementos colocados à sua esquerda na fila.
4. F recebe elétrons dos ânions de todos os outros elementos.
5. Enquanto o Cℓ recebe elétrons dos ânions dos elementos Br, I e S, o $C\ell^-$ cede elétrons para F e O.

Com base na tendência dos elementos a reduzirem e a oxidarem, é possível prever se uma reação eletroquímica irá ocorrer ou não.

Exemplos:

1. $Zn + HgSO_4 \longrightarrow Hg + ZnSO_4$

   $2e^-$

   O zinco é mais reativo do que o mercúrio, então a reação ocorre.

2. $Fe + CuC\ell_2 \longrightarrow FeC\ell_2 + Cu$

   $2e^-$

   A reação ocorre, pois o ferro é mais reativo do que o cobre.

3. $3Ag + A\ell(NO)_3 \longrightarrow$ não ocorre

   $3e^-$

   A reação não ocorre, pois a prata é menos reativa do que o alumínio e tem tendência a ganhar elétrons do alumínio, e não a ceder elétrons para ele.

4. $F_2 + 2NaBr \longrightarrow 2NaF + Br_2$

   $2e^-$

   A reação ocorre, pois o flúor é mais reativo do que o bromo.

5. $I_2 + K_2S \longrightarrow 2KI + S$

$2e^-$

A reação ocorre, pois o iodo é mais reativo do que o enxofre.

6. $I_2 + 2NaC\ell \longrightarrow$ não ocorre

$2e^-$

A reação não ocorre, pois o iodo é menos reativo do que o cloro e tem tendência a ceder elétrons para o cloro, e não a receber elétrons do cloro.

Pode-se ainda fazer previsões para as experiências que se seguem.

Experiência 1

Mergulha-se uma lâmina de zinco em uma solução de sulfato de cobre. O que irá ocorrer?

Percebe-se, com o passar do tempo, uma alteração da coloração da lâmina de zinco. Ao retirá-la da solução, pode-se observar que a parte que estava submersa está recoberta por uma fina camada avermelhada, característica do cobre metálico (Cu^0).

Há uma reação de oxirredução na superfície:

$$Zn^0_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow Cu^0_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$$

$2e^-$

A reação ocorre porque o zinco é mais reativo e tende a ceder elétrons para o cobre, menos reativo.

Experiência 2

Mergulha-se uma lâmina de cobre em uma solução de sulfato de zinco (Zn^{2+}). O que irá ocorrer?

Não se verifica qualquer tipo de alteração, uma vez que o cobre é menos reativo do que o zinco.

$$Cu^0_{(s)} + ZnSO_{4(aq)} \longrightarrow \text{não ocorre}$$

$2e^-$

POTENCIAL DE ELETRODO (E)

Em vez de prever se uma reação ocorrerá ou não pela análise da fila de reatividade, podem ser realizadas previsões a partir de potenciais elétricos medidos em volts (V).

A. Em eletroquímica, são encontrados 2 tipos de potenciais:

- **Potencial de oxidação (E_{oxi})**: Potencial relativo à tendência de ceder elétrons (oxidar).
- **Potencial de redução (E_{red})**: Potencial relativo à tendência de receber elétrons (reduzir).

B. O potencial de eletrodo é influenciado por dois fatores:

- **Temperatura:** O aumento da temperatura favorece a perda de elétrons.

Maior temperatura $\Rightarrow$ Maior E_{oxi}

- **Concentração dos íons em solução:** O aumento dessa concentração favorece o aumento do potencial.

Maior concentração de cátions $\Rightarrow$ Menor E_{oxi}

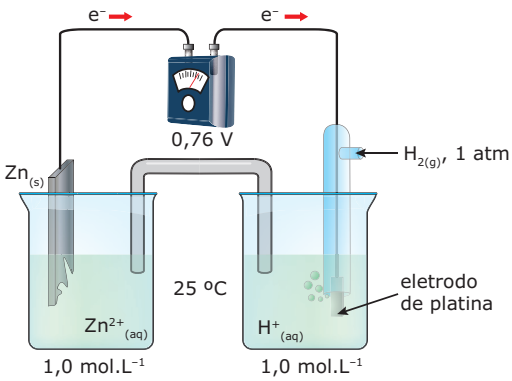
Maior concentração de ânions $\Rightarrow$ Maior E_{oxi}

Os problemas relativos ao aumento de temperatura e concentração de íons são minimizados, fixando o valor de temperatura em 25 ºC e a concentração da solução em 1 $mol.L^{-1}$. O potencial medido nessas condições e a 1 atm de pressão é denominado potencial padrão de eletrodo (E^o).

O valor numérico correspondente ao potencial de um determinado eletrodo é medido a partir do potencial de referência, ao qual foi atribuído, por convenção, o valor de 0,00 V (zero volt). Adotou-se, como eletrodo de referência, o eletrodo de hidrogênio gasoso. Medindo-se o potencial padrão de vários eletrodos, em função do eletrodo de hidrogênio, montou-se a tabela de potenciais a seguir:

Potenciais padrão de redução de eletrodo	
Semirreações	**Potencial de redução (E^o) em volts (V)**
$Li^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Li_{(s)}$	−3,04
$K^+_{(aq)} + e^- \rightarrow K_{(s)}$	−2,92
$Ba^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ba_{(s)}$	−2,90
$Ca^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ca_{(s)}$	−2,87
$Na^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$	−2,71
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mg_{(s)}$	−2,36
$A\ell^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow A\ell_{(s)}$	−1,66
$Mn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mn_{(s)}$	−1,18
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$	−0,76
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Cr_{(s)}$	−0,74
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	−0,44
$Cr^{3+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Cr^{2+}_{(aq)}$	−0,41
$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Co_{(s)}$	−0,28
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$	−0,25
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$	−0,14
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Pb_{(s)}$	−0,13
$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$	0,00
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}_{(aq)}$	+0,15
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	+0,34
$H_2O_{(\ell)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2OH^-_{(aq)}$	+0,40
$Cu^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	+0,52
$I_{2(s)} + 2e^- \rightarrow 2I^-_{(aq)}$	+0,54
$2H^+_{(aq)} + O_{2(g)} + 2e^- \rightarrow H_2O_{2(aq)}$	+0,68
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+0,77
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$	+0,80
$4H^+_{(aq)} + 2NO_3^-{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2H_2O_{(\ell)} + 2NO_{2(g)}$	+0,80
$Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Hg_{(s)}$	+0,85
$4H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow 2H_2O_{(\ell)} + NO_{(g)}$	+0,96
$Br_{2(\ell)} + 2e^- \rightarrow 2Br^-_{(aq)}$	+1,07
$14H^+_{(aq)} + CrO_7^{2-}{}_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(\ell)}$	+1,33
$C\ell_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2C\ell^-_{(aq)}$	+1,36
$Au^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Au_{(s)}$	+1,50
$8H^+_{(aq)} + MnO_4^-{}_{(aq)} + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(\ell)}$	+1,51
$2H^+_{(aq)} + H_2O_{2(aq)} + 2e^- \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$	+1,78
$F_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2F^-_{(aq)}$	+2,87

Experimentalmente, foi medido o potencial padrão de cada eletrodo, acoplando-os ao eletrodo padrão de hidrogênio e medindo-se a diferença de potencial por meio de um voltímetro ou um galvanômetro. Observe o exemplo do zinco:



O sentido do fluxo de elétrons mostra que o eletrodo de hidrogênio possui maior capacidade de sofrer redução do que o de zinco. Logo,

$$E^o_{red}(\text{hidrogênio}) > E^o_{red}(\text{zinco})$$

e o voltímetro registra uma diferença de potencial (d.d.p.) igual a 0,76 V. Como a d.d.p. é sempre dada por

$$\Delta E^o = E^o_{red}(\text{maior}) - E^o_{red}(\text{menor})$$

e o E^o_{red}(hidrogênio) é zero por convenção, tem-se

$\Delta E^o = E_{red}$ (hidrogênio) − E_{red} (zinco)

0,76 V = 0 − E^o_{red}(zinco)

E^o_{red}(zinco) = −0,76 V

O valor negativo indica que o zinco possui potencial padrão de eletrodo menor do que o do hidrogênio, e sofre oxidação quando reage com H_2. Dessa forma, pode-se generalizar:

- $E^o_{red} > 0$ (positivo) ⇒ eletrodo sofre redução mais facilmente do que o hidrogênio.
- $E^o_{red} < 0$ (negativo) ⇒ eletrodo sofre oxidação mais facimente do que o hidrogênio.

OBSERVAÇÕES

1. A IUPAC recomenda que os trabalhos eletroquímicos sejam realizados com potenciais de redução.

2. No esquema da determinação dos potenciais, o eletrodo de hidrogênio, que é gasoso, consiste, na prática, em uma placa de platina porosa, que tem a propriedade de adsorver o gás hidrogênio em seus poros, formando-se uma camada de hidrogênio sobre a placa. A platina não participa da reação, pois é inerte.

3. O processo de redução é inverso ao processo de oxidação.

Redução

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$ $\quad E^o_{red} = +0,34\ V$

O inverso é:

Oxidação

$Cu^0_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $\quad E^o_{oxi} = -0,34\ V$

Logo, o potencial de redução é igual ao potencial de oxidação, com o sinal trocado.

$$E^o_{red} = -E^o_{oxi}$$

4. Para se calcular o potencial de eletrodo a 25 ºC e 1 atm, porém em concentrações diferentes de 1 $mol.L^{-1}$, utiliza-se uma equação matemática denominada equação de Nernst:

$$E = E^o + \frac{0,059}{n} \log [\ ]$$

Em que

E^o = potencial padrão;

E = potencial a 25 ºC com soluções de concentrações em $mol.L^{-1}$ quaisquer;

0,059 = valor experimental constante a 25 ºC;

n = número de elétrons envolvidos na reação;

[ ] = concentração em $mol.L^{-1}$ da solução.

Exemplo:

Calcular o potencial de eletrodo de redução a 25 ºC para o zinco, em uma solução 0,1 $mol.L^{-1}$.

$$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn^0_{(s)}$$

$$E = -0,76 + \frac{0,059}{2} \cdot \log 0,1$$

$$E = -0,76 + 0,0295 \cdot (-1)$$

$$E = -0,7895\ V$$

PREVISÃO DA ESPONTANEIDADE DAS REAÇÕES A PARTIR DOS POTENCIAIS DE ELETRODO

Serão utilizados, para tais previsões, os potenciais de redução.

- O elemento de maior $E^o_{red} \Rightarrow$ reduz
- O elemento de menor $E^o_{red} \Rightarrow$ oxida

Exemplo 1: Reação entre alumínio e ferro.

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe^0_{(s)}$ $\quad E^o_{red} = -0,44\ V$

$A\ell^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow A\ell^0_{(s)}$ $\quad E^o_{red} = -1,66\ V$

Como o alumínio possui o menor E^o_{red}, ele sofrerá oxidação. Para se obter a equação da reação que ocorre entre os dois elementos, mantém-se a semirreação do ferro e inverte-se a equação do alumínio.

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe^0_{(s)}$ $\quad E^o_{red} = -0,44\ V$

$A\ell^0_{(s)} \rightarrow A\ell^{3+}_{(aq)} + 3e^-$ $\quad E^o_{oxi} = +1,66\ V$

Observe ainda que o número de elétrons envolvidos nas semirreações não é o mesmo. Para balancear essas equações, multiplica-se a semirreação do ferro por 3 e a do alumínio por 2.

Semirreação de redução:

$3Fe^{2+}_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 3Fe^0_{(s)}$ $\quad E^o = -0,44\ V$

Semirreação de oxidação:

$2A\ell^0_{(s)} \rightarrow 2A\ell^{3+}_{(aq)} + 6e^-$ $\quad E^o = +1,66\ V$

Reação global:

$3Fe^{2+}_{(aq)} + 2A\ell^0_{(s)} \rightarrow 3Fe^0_{(s)} + 2A\ell^{3+}_{(aq)}$ $\quad \Delta E^o = +1,22\ V$

Observe que, somando-se as duas semirreações, é obtida a reação global e, somando-se os dois potenciais, é obtida a d.d.p. da reação. Ainda se deve verificar que, ao se multiplicar as reações, os potenciais não variam com as quantidades.

- Quando uma reação possui $\Delta E^o > 0$, a reação é espontânea e produz energia elétrica (pilha).
- Quando uma reação possui $\Delta E^o < 0$, a reação é não espontânea e, para ocorrer, consome energia elétrica (eletrólise).

A d.d.p. de uma reação pode ser calculada a partir dos potenciais de redução.

$$\Delta E^o = E^o(\text{oxidante}) - E^o(\text{redutor})$$

ou

$$\Delta E^o = E^o_{red}(\text{maior}) - E^o_{red}(\text{menor})$$

Exemplo 2: Reação entre zinco e cobre.

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn^0_{(s)}$ $\quad E^o_{red} = -0,76$ V

Oxida: E^o_{red} menor

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$ $\quad E^o_{red} = +0,34$ V

Reduz: E^o_{red} maior

Invertendo-se a 1ª equação, mantendo-se a segunda e somando-as, tem-se:

Semirreação de oxidação:

$Zn^0_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $\quad E^o = +0,76$ V

Semirreação de redução:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$ $\quad E^o = +0,34$ V

Reação global:

$Zn^0_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu^0_{(s)}$ $\quad \Delta E^o = +1,10$ V

OBSERVAÇÕES

1. Não há necessidade de multiplicar-se as semirreações, já que o número de elétrons cedidos é igual ao número de elétrons recebidos.

2. A equação global inversa é não espontânea e só ocorre com o consumo de energia elétrica.

$Cu^0_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Zn^0_{(s)}$ $\quad \Delta E = -1,10$ V

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (Fatec-SP–2010) Considere os seguintes dados sobre potenciais padrão de redução.

Semirreação	E^o / Volt
$Mg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mg_{(s)}$	–2,37
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$	–0,76
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	–0,44
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	0,34
$Ag^{+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$	0,80

Uma tubulação de ferro pode ser protegida contra a corrosão se a ela for conectada uma peça metálica constituída de

A) magnésio ou prata.
B) magnésio ou zinco.
C) zinco ou cobre.
D) zinco ou prata.
E) cobre ou prata.

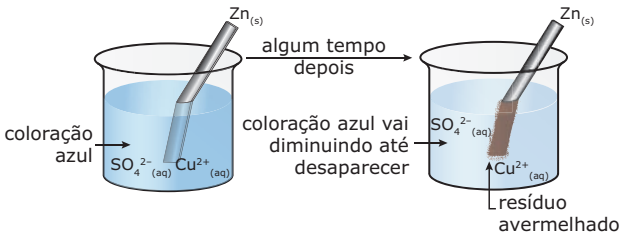
02. (Unimontes-MG–2007) Lâminas metálicas foram introduzidas, sucessivamente, em soluções contendo cátions de outros metais, observando-se, em alguns casos, depósito do metal (+) ou não (–), como mostram os resultados apresentados a seguir:

	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Fe^{2+}	Mg^{2+}
Cu	–	–	–	–
Pb	+	–	–	–
Fe	+	+	–	–
Mg	+	+	+	–

A facilidade com que lâminas metálicas cedem elétrons quando imersas em certas soluções, ou, também, a facilidade com que íons positivos recebem elétrons são expressas através do potencial de eletrodo (E^o). Assim, o metal com **MAIOR** potencial de oxidação é o

A) Fe. B) Pb. C) Mg. D) Cu.

03. (UFLA-MG–2009) Considere o seguinte esquema e marque a alternativa **INCORRETA**.



A) Na reação de $Zn_{(s)}$ com $Cu^{2+}_{(aq)}$, o zinco sofre oxidação e perde dois elétrons.
B) A probabilidade de um metal sofrer corrosão aumenta com a facilidade de ele receber elétrons.
C) O resíduo avermelhado na placa de $Zn_{(s)}$ significa que a placa foi corroída e resíduos de $Cu_{(s)}$ depositam-se nela.
D) O potencial de redução do cobre é maior que o potencial de redução do zinco.

04. (ITA-SP) Considere as semirreações representadas pelas semiequações a seguir e seus respectivos potenciais padrão de eletrodo.

$Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $E^o = +0,44$ V

$\frac{1}{3}I^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow \frac{1}{3}IO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + 2e^-$ $E^o = +0,26$ V

$2Ag_{(s)} \rightarrow 2Ag^+_{(aq)} + 2e^-$ $E^o = -0,80$ V

Com base nas informações anteriores, qual das opções seguintes é relativa à equação química de uma reação que deverá ocorrer quando os reagentes, nas condições padrão, forem misturados entre si?

A) $Fe^{2+}_{(aq)} + \frac{1}{3}I^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow Fe_{(s)} + \frac{1}{3}IO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

B) $2Ag_{(s)} + \frac{1}{3}IO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2Ag^+_{(aq)} + \frac{1}{3}I^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

C) $2Ag^+_{(aq)} + \frac{1}{3}I^-_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + \frac{1}{3}IO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

D) $Fe_{(s)} + \frac{1}{3}I^-_{(aq)} + 3H_2O_{(\ell)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + \frac{1}{3}IO_3^-{}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

E) $2Ag_{(s)} + \frac{1}{3}I^-_{(aq)} + 3H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2Ag^+_{(aq)} + \frac{1}{3}IO_3^-{}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} + 2H_{2(g)}$

05. (UFG–2009 / Adaptado) A corrosão de dutos é um sério problema na exploração do petróleo no mar. Uma alternativa simples para evitá-la é ligar os dutos a um metal de sacrifício. Considerando que os dutos utilizados em uma plataforma de exploração sejam de ferro, qual deve ser o metal **MAIS** eficiente para evitar a corrosão?

Potenciais padrão a 298 K	
Fe^{2+} / Fe: –0,44 V	$A\ell^{3+}$ / $A\ell$: –1,66 V
Pb^{2+} / Pb: –0,13 V	Ag^+ / Ag: +0,80 V
Be^{2+} / Be: –1,87 V	Au^{2+} / Au: +1,69 V

A) Alumínio
B) Berílio
C) Chumbo
D) Ouro
E) Prata

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFU-MG) Reações eletroquímicas estão presentes em nosso cotidiano, como nas baterias de carros, nas pilhas de relógios, na corrosão de metais, etc. Em relação a essas reações, responda:

A) O que é um eletrólito? **DÊ** um exemplo.

B) O que é oxidação? **DÊ** um exemplo empregando o metal ferro (Fe).

C) É possível ocorrer uma reação de oxidação sem que a ela esteja associada uma reação de redução? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

02. (UFMG) Os metais possuem diferentes tendências de sofrer corrosão, um processo natural de oxidação. A corrosão pode ser relacionada com a facilidade de se obter os metais a partir de seus minérios. Essas informações estão representadas no diagrama, para alguns metais.

aumenta a facilidade de redução dos íons →

Zn Fe Ni Cu Ag Pt Au

← aumenta a facilidade de oxidação dos metais

Com relação ao exposto, assinale a afirmativa **FALSA**.

A) A maior facilidade de um metal sofrer corrosão corresponde a uma maior dificuldade para obtê-lo a partir de seu minério.

B) A prata, a platina e o ouro são considerados metais nobres pela sua dificuldade de oxidar-se.

C) Os metais com maior facilidade de oxidação são encontrados na natureza na forma de substâncias simples.

D) O zinco metálico é o mais reativo entre os metais listados.

03. (UFJF-MG) Usando os dados fornecidos,

Semirreações de redução a 25 °C	E^o / Volts
$K^+ + e^- \rightleftharpoons K$	–2,92
$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	–0,76
$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	–0,13
$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0,34
$Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$	+0,80

responda: O agente redutor **MAIS** forte entre as substâncias da tabela é

A) K.
B) Zn.
C) Pb.
D) Cu.
E) Ag.

04. (PUC RS) A prata, em presença de compostos sulfurados existentes na atmosfera, forma um composto de cor escura, o sulfeto de prata. Para remover essa cor, envolve-se o objeto de prata em uma folha de alumínio, e esse sistema é colocado imerso em uma solução diluída de bicarbonato de sódio, sendo aquecido ligeiramente.

Com relação ao observado no processo de remoção da cor escura do objeto de prata, são feitas as seguintes afirmativas:

I. O potencial de oxidação da prata é maior do que o do alumínio.

II. O potencial de redução do alumínio é menor do que o da prata.

III. A reação que ocorre pode ser corretamente representada por

$$2A\ell_{(s)} + 3Ag_2S_{(s)} \xrightarrow{\text{aquoso}} 2A\ell^{3+}_{(aq)} + 3S^{2-}_{(aq)} + 6Ag_{(s)}$$

IV. O alumínio está sofrendo uma oxidação e os íons Ag^+ e S^{2-} estão sofrendo uma redução.

Pela análise das informações, somente estão **CORRETAS** as afirmativas

A) I e II.

B) II e III.

C) III e IV.

D) I, III e IV.

E) II, III e IV.

05. (UFJF-MG) Mergulha-se uma lâmina metálica de níquel limpa em uma solução de sulfato de cobre, cuja coloração é azul. Com o passar de algum tempo, observa-se que a lâmina torna-se recoberta por um material avermelhado e que a solução torna-se verde, devido à formação de íons Ni^{2+}.

Sobre o processo descrito anteriormente, pode-se afirmar que

A) a concentração de íons sulfato diminui durante o processo.

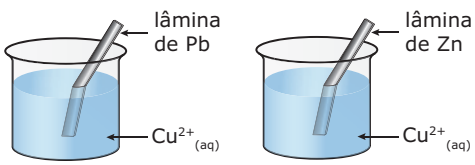
B) o íon cobre é um agente redutor.

C) o íon cobre cede elétrons à placa de níquel.

D) um íon cobre é reduzido para cada dois átomos de níquel oxidado.

E) o níquel metálico é oxidado na presença dos íons cobre.

06. (UFMG) Lâminas metálicas de chumbo, Pb, e zinco, Zn, foram introduzidas em soluções aquosas de $Cu(NO_3)_2$, conforme mostrado nestas duas figuras:



Observou-se que o cobre metálico se deposita sobre as placas nos dois recipientes.

Considerando-se esses experimentos, é **INCORRETO** afirmar que

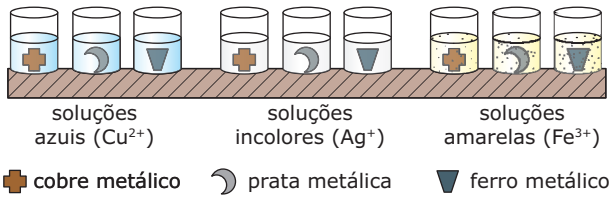
A) o íon Cu^{2+} é oxidado pelo zinco metálico.

B) o chumbo metálico é oxidado pelo íon Cu^{2+}.

C) o íon Cu^{2+} atua como agente oxidante quando em contato com a lâmina de zinco.

D) o zinco metálico atua como agente redutor quando em contato com a solução de Cu^{2+}.

07. (Unicamp-SP–2008) A festa já estava para terminar, mas nenhum dos convidados sabia o motivo dela. Sobre o balcão, Dina pousou nove copos, com diferentes soluções, e nelas colocou pequenos pedaços dos metais cobre, prata e ferro, todos recentemente polidos, como mostra o desenho na situação inicial.



Para que a festa seja completa e vocês tenham mais uma pista do motivo da comemoração, respondam às perguntas, bradava Dina, eufórica, aos interessados.

A) Em todos os casos em que há reação, um metal se deposita sobre o outro enquanto parte desse último vai para a solução. Numa das combinações, a cor do depósito não ficou muito diferente da cor do metal antes de ocorrer a deposição. Qual é o símbolo químico do metal que se depositou nesse caso? **JUSTIFIQUE** usando seus conhecimentos de química e os dados da tabela fornecida.

B) A solução que mais vezes reagiu tornou-se azulada, numa das combinações. Que solução foi essa? Qual a equação química da reação que aí ocorreu?

Dados:

Par	Potencial padrão de redução / Volts
Cu^{2+} / Cu	+0,34
Fe^{3+} / Fe	–0,04
Ag^+ / Ag	+0,80

08. (FUVEST-SP) Uma liga metálica, ao ser mergulhada em ácido clorídrico, pode permanecer inalterada, sofrer dissolução parcial ou dissolução total.

Qual das situações anteriores será observada com a liga de cobre e zinco (latão)? **JUSTIFIQUE** utilizando as informações da tabela a seguir:

Semirreação	E^o / V
$C\ell_2 + 2e^- \rightarrow 2C\ell^-$	–0,41
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	–0,76

09. (Fatec-SP–2008) Considere os seguintes dados sobre potenciais padrão de eletrodo:

Semirreação	Potencial padrão de redução / V
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	+0,36
$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)}$	+0,77
$\frac{1}{2}C\ell_{2(g)} + e^- \rightarrow C\ell^-_{(aq)}$	+1,36
$H^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \frac{1}{2}H_{2(g)}$	0,00
$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$	–0,44

Se uma lâmina de cobre puro for mergulhada em uma solução ácida de cloreto de ferro (III), a 1 mol.L^{-1}, nas condições padrão, haverá, em um primeiro momento,

A) dissolução do cobre da lâmina.
B) formação de cloro gasoso.
C) liberação de hidrogênio gasoso.
D) depósito de ferro metálico.
E) formação de mais íons cloreto.

10. (UFJF-MG–2007) Os potenciais padrão de redução dos íons Zn^{2+} e Cu^{2+} para seus estados metálicos são, respectivamente, –0,76 V e +0,34 V. Sobre esse sistema de oxirredução, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) A reação $Zn^{2+}_{(aq)} + Cu^0_{(s)} \rightarrow Zn^0_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ tem diferença de potencial igual a –1,10 V.
B) A reação $Zn^0_{(aq)} + Cu^{2+}_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(s)} + Cu^0_{(aq)}$ corresponde à reação de uma pilha.
C) A reação $Zn^{2+}_{(s)} + Cu^0_{(aq)} \rightarrow Zn^0_{(aq)} + Cu^{2+}_{(s)}$ é espontânea.
D) Na reação $Zn^0_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu^0_{(s)}$, o $Cu^{2+}_{(aq)}$ é um agente oxidante.
E) É preciso fornecer energia para que a reação $Zn^{2+}_{(aq)} + Cu^0_{(s)} \rightarrow Zn^0_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$ aconteça.

11. (UFMG–2010) As células a combustível constituem uma importante alternativa para a geração de energia limpa. Quando o combustível utilizado é o hidrogênio, o único produto da reação é o vapor de água.

Nesse caso, as semirreações que ocorrem são:

$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2O$

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que a equação da reação global do processo descrito é

A) $2H^+ + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$.
B) $2H^+ + \frac{1}{2}O_2 + 2e^- \rightarrow H_2O$.
C) $\frac{1}{2}H_2 + \frac{1}{2}O_2 + H^+ + e^- \rightarrow H_2O$.
D) $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O$.

12. (UFES) O propano e o oxigênio podem ser utilizados na obtenção de energia, sem que necessariamente tenham que se combinar em uma reação de combustão convencional. Esses gases podem ser tratados eletroquimicamente para produzir energia de forma limpa, barata e eficiente. Um dos dispositivos em que esse tratamento ocorre é conhecido como célula de combustível ou pilha de combustível e funciona como uma pilha convencional. A reação global de uma pilha de propano é

$$C_3H_{8(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(\ell)}$$

Dadas as semiequações de redução e os seus potenciais:

$3CO_{2(g)} + 20H^+_{(aq)} + 20e^- \rightarrow C_3H_{8(g)} + 6H_2O_{(\ell)}$ $E^o = +0,14$ V

$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$ $E^o = +1,23$ V

Pode-se afirmar que a voltagem, nas condições padrão de uma pilha de propano, é

A) –1,37 V.
B) –1,09 V.
C) +1,09 V.
D) +1,37 V.

13. (UFU-MG) O hipoclorito de sódio (água de lavadeira ou água sanitária) tem sido indicado para ser usado em lavagem de verduras e hortaliças com o objetivo de evitar a contaminação das pessoas pelo vibrião da cólera. Alguns países da Europa usam o ozônio (em substituição ao cloro). A capacidade de purificação da água por esta substância química, assim como para o hipoclorito, reside na sua capacidade de oxidação de organismos vivos presentes na água. Dadas as semirreações a seguir:

$O_3 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow O_2 + H_2O$ $E^o = +2,07$ V

$O_3 + H_2O + 2e^- \rightarrow O_2 + 2OH^-$ $E^o = +1,24$ V

$C\ell O^- + H_2O + 2e^- \rightarrow C\ell^- + 2OH^-$ $E^o = +0,89$ V

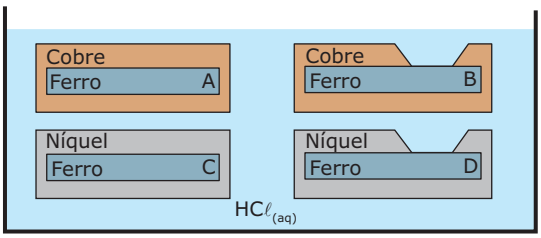
Qual dos dois processos de oxidação é mais eficiente, o do ozônio ou o do hipoclorito?

14. (FUVEST-SP) Panelas de alumínio são muito utilizadas no cozimento de alimentos. Os potenciais de redução (E^o) indicam ser possível a reação deste metal com água. A não ocorrência dessa reação é atribuída à presença de uma camada aderente e protetora de óxido de alumínio formada na reação do metal com o oxigênio do ar.

A) **ESCREVA** a equação balanceada que representa a formação da camada protetora.
B) Com os dados de E^o, **EXPLIQUE** como foi feita a previsão de que o alumínio pode reagir com água.

Dados:	E^o (Volt)
$A\ell^{3+} + 3e^- \rightarrow A\ell$	–1,66
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	–0,83

15. (UFRJ–2010) Em um laboratório de controle de qualidade de uma indústria, peças de ferro idênticas foram separadas em dois grupos e submetidas a processos de galvanização distintos: um grupo de peças foi recoberto com cobre e o outro grupo com níquel, de forma que a espessura da camada metálica de deposição fosse exatamente igual em todas as peças. Terminada a galvanização, notou-se que algumas peças tinham apresentado defeitos idênticos. Em seguida, amostras de peças com defeitos (B e D) e sem defeitos (A e C), dos dois grupos, foram colocadas numa solução aquosa de ácido clorídrico, como mostra a figura a seguir:



Com base nos potenciais padrão de redução a seguir, **ORDENE** as peças A, B, C e D em ordem decrescente em termos da durabilidade da peça de ferro. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

Dados:

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ $\quad \Delta E_{red} = -0,41$ Volt

$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ $\quad \Delta E_{red} = -0,24$ Volt

$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$ $\quad \Delta E_{red} = 0,00$ Volt

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad \Delta E_{red} = +0,34$ Volt

16. (UFC) As estátuas de metal, em geral confeccionadas em cobre metálico, apresentam coloração típica. Com o passar do tempo, todavia, observa-se o aparecimento de uma coloração verde que é atribuída ao produto da reação de oxidação do cobre pelo ar. Considerando-se que tintas protetoras contendo metal podem funcionar como ânodo de sacrifício e conhecendo-se o valor do potencial padrão de redução da reação

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu \quad E^o = +0,34\ V$$

analise a tabela a seguir.

Tinta	Material presente na tinta	Semirreação de redução	Potencial padrão de redução, E^o (V)
I	Pb	$Pb^{4+} + 2e^- \rightarrow Pb^{2+}$	+1,67
II	Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	–0,76
III	Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	–0,14
IV	Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	–0,44
V	Ti	$Ti^{2+} + 2e^- \rightarrow Ti$	–1,63

Considerando somente as informações contidas na questão, assinale a alternativa que apresenta a tinta **MAIS** eficaz na proteção de uma estátua de cobre.

A) Tinta I C) Tinta III E) Tinta V
B) Tinta II D) Tinta IV

17. (UEL-PR) Considere a tabela de potencial padrão de redução a seguir:

Semirreação	E^o_{red} / V
$A\ell^{3+} + 3e^- \rightarrow A\ell$	–1,66
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	–0,76
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	–0,44
$Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$	–0,14
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34
$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag$	+0,80

Os cascos de navios, normalmente feitos de ferro, são protegidos da corrosão mediante a colocação de metais de sacrifício, ou seja, metais que sofrem preferencialmente a corrosão.

Com base no exposto anteriormente, é **CORRETO** afirmar:

A) A corrosão ocorre porque o oxigênio é oxidado e o ferro se transforma em $Fe(OH)_3$.
B) O metal de sacrifício deve ter um potencial padrão de redução menor que o do metal que se deseja proteger.
C) O metal de sacrifício deve ser um redutor mais fraco que o ferro.
D) O metal de sacrifício atua doando elétrons como se fosse o cátodo de uma pilha.
E) Da tabela, pode-se concluir que o melhor metal de sacrifício é a prata.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2004) Ferramentas de aço podem sofrer corrosão e enferrujar. As etapas químicas que correspondem a esses processos podem ser representadas pelas equações:

$$Fe + H_2O + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow Fe(OH)_2$$

$$Fe(OH)_2 + \tfrac{1}{2}H_2O + \tfrac{1}{4}O_2 \rightarrow Fe(OH)_3$$

$$Fe(OH)_3 + nH_2O \rightarrow Fe(OH)_3.nH_2O \text{ (ferrugem)}$$

Uma forma de tornar mais lento esse processo de corrosão e formação de ferrugem é engraxar as ferramentas. Isso se justifica porque a graxa proporciona

A) lubrificação, evitando o contato entre as ferramentas.
B) impermeabilização, diminuindo seu contato com o ar úmido.
C) isolamento térmico, protegendo-as do calor ambiente.
D) galvanização, criando superfícies metálicas imunes.
E) polimento, evitando ranhuras nas superfícies.

02. Uma das atividades humanas mais antigas é a metalurgia, que consiste em obter diferentes metais a partir de seus minérios. Na natureza, a maioria dos metais aparece na forma de substâncias compostas.

Para avaliar a reatividade química de cátions metálicos ou metais, podemos comparar seus potenciais padrões de redução. Metais muito reativos têm cátions muito estáveis, e, por isso, a obtenção de tais metais a partir dos minérios é difícil e cara. Já os metais de menor reatividade química têm cátions pouco estáveis, o que torna mais fácil a obtenção destes a partir de seus minérios.

A seguir, são informados alguns potenciais padrão de redução

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	$E^o = +0,34$ V
$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	$E^o = -0,44$ V
$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	$E^o = -2,37$ V
$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	$E^o = -0,26$ V
$Zn^{+} + 2e^- \rightarrow Fe$	$E^o = -0,76$ V

Entre os metais apresentados na tabela, aquele que reage de forma mais vigorosa com uma solução diluída de ácido clorídrico ($HC\ell$) e que, também, é o mais difícil de ser produzido a partir de seus minérios é o

A) cobre.
B) ferro.
C) magnésio.
D) níquel.
E) zinco.

GABARITO

Fixação

01. B 02. C 03. B 04. C 05. B

Propostos

01. A) Eletrólitos são compostos dissociáveis que produzem íons em solução capazes de conduzir corrente elétrica. Exemplo: $KC\ell$
    B) Oxidação é a perda de elétrons.
    Exemplo: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$.
    C) Não, pois é necessário que um outro elemento receba os elétrons cedidos na oxidação.
02. C
03. A
04. B
05. E
06. A
07. A) Prata e ferro são metais acinzentados, ou seja, prateados. Já o cobre metálico é avermelhado. Desse modo, a reação espontânea ($\Delta E^o > 0$) que ocorrerá com pouca variação de cor entre o metal base e o depósito é

$$3Ag^+_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow 3Ag_{(s)} + Fe^{3+}_{(aq)}$$

B) A solução que mais vezes reagiu é aquela que possui o cátion com maior potencial padrão de redução (E^o), ou seja, a solução que contém Ag^+. A equação química que representa a reação que torna essa solução azulada é

$$\underbrace{2Ag^+_{(aq)}}_{\text{solução incolor}} + Cu_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + \underbrace{Cu^{2+}_{(aq)}}_{\text{solução azulada}}$$

08. Uma peça de cobre puro permaneceria inalterada, pois o $\Delta E^o(V)$ da reação com o ácido clorídrico é menor que zero, logo a reação não é espontânea.

$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ $\quad E^o = -0,34$ V
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $\quad E^o = 0,00$ V
$Cu + 2H^+ \rightarrow Cu^{2+} + H_2$ $\quad \Delta E^o = -0,34$ V

Uma peça de zinco puro sofreria dissolução total, pois o $\Delta E^o(V)$ da reação com o ácido clorídrico é maior que zero, logo a reação é espontânea.

$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ $\quad E^o = +0,76$ V
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$ $\quad E^o = 0,00$ V
$Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$ $\quad \Delta E^o = +0,76$ V

Dessa maneira, numa liga metálica de cobre e zinco, apenas o zinco sofre dissolução. Logo, a liga se dissocia parcialmente.

09. A
10. C
11. D
12. C
13. O do ozônio. Seu alto potencial de redução faz com que ele seja um forte agente oxidante.
14. A) $4A\ell + 3O_2 \rightarrow 2A\ell_2O_3$
    B) $2A\ell + 6H_2O \rightarrow 2A\ell(OH)_3 + 3H_2$
    A análise dos potenciais revela que, quando o alumínio reage espontaneamente com a água, ele oxida; logo, a reação representada anteriormente é espontânea.
15. Ordem de durabilidade: A > C > D > B
    As peças A e C não formam pilhas e, pela tabela de potenciais padrão de redução, o cobre que se encontra na parte externa não reage com ácido, protegendo a peça de ferro A. Da mesma forma, na peça C o níquel reage com ácido, sendo consumido ao longo do tempo até expor a peça de ferro ao ataque do ácido.

    Nas peças B e D, os pares de metais estão expostos ao ácido e formam pilhas. Pela tabela de potenciais padrão de redução, verifica-se que o ferro possui maior tendência a oxidar se comparado com os metais cobre e níquel. Na peça B, o potencial gerado é maior que na peça D, o que faz com que o ferro na peça B reaja mais rapidamente.
16. E
17. B

Seção Enem

01. B
02. C

QUÍMICA

Pilhas

MÓDULO 10 FRENTE B

No mundo moderno, as aplicações da energia elétrica são as mais variadas possíveis. Como obter energia elétrica sem ser por meio de usinas hidrelétricas, termelétricas ou nucleares? A resposta é simples. Por meio de reações de oxirredução que, a partir da transferência de elétrons, produzem corrente elétrica.

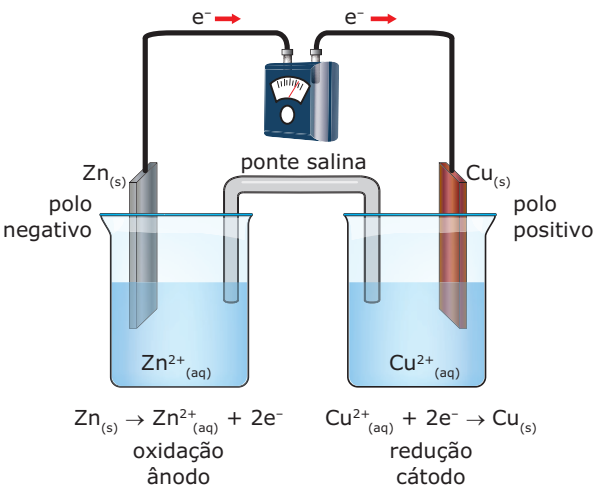
Os dispositivos que convertem energia química em energia elétrica, a partir de reações espontâneas de oxirredução, são denominados pilhas.

O nome pilha foi originado a partir da construção do primeiro dispositivo. Alessandro Volta construiu tal dispositivo empilhando placas de cobre e zinco separadas por pedaços de tecido embebidos com solução de ácido sulfúrico. A esse "empilhamento", que gerava corrente elétrica, foi dado o nome de pilha.

PILHA DE DANIELL

A partir do experimento de Volta, J. F. Daniell idealizou um sistema formado por dois eletrodos, um de cobre e outro de zinco, ligados por um fio condutor e mergulhados em soluções aquosas (1 mol.L^{-1}) que contêm os seus respectivos íons. As soluções mais utilizadas são $CuSO_4$ e $ZnSO_4$.

Veja o esquema que representa a pilha de Daniell:



Os eletrodos de uma pilha são chamados de polos e recebem os nomes de cátodo (eletrodo em que ocorre o processo de redução) e ânodo (eletrodo em que ocorre o processo de oxidação).

Em uma pilha, tem-se:

> Cátodo ⇒ Polo positivo (+) ⇒ ocorre redução
> Ânodo ⇒ Polo negativo (–) ⇒ ocorre oxidação

As duas soluções são separadas por uma ponte salina, e ao fio externo é ligado um galvanômetro, capaz de registrar a d.d.p. e a intensidade de corrente do sistema.

A ponte salina é um tubo de vidro em formato de "U" que contém uma gelatina saturada com um sal, $KC\ell$, por exemplo. As extremidades do tubo são fechadas por um material poroso, como algodão. Pela ponte salina tem-se, ao mesmo tempo, a migração dos cátions e dos ânions em excesso, além dos íons do sal K^+ e $C\ell^-$. A pilha terá, assim, seu funcionamento prolongado. A ponte salina pode ser substituída por uma placa de porcelana porosa que permite o trânsito de íons.

Após algum tempo, verificam-se algumas alterações no sistema:

1. O eletrodo de cobre começa a aumentar sua massa.
2. O eletrodo de zinco começa a ser corroído.
3. O galvanômetro registra uma d.d.p. de 1,1 V.
4. A solução de cobre começa a diminuir a sua concentração em Cu^{2+}.
5. A solução de zinco começa a aumentar a sua concentração em Zn^{2+}.

Essas alterações estão associadas à reação existente entre o cobre e o zinco:

$$CuSO_{4(aq)} + Zn^0_{(s)} \xrightarrow{2e^-} Cu^0_{(s)} + ZnSO_{4(aq)}$$

Essa reação pode ser explicada pelo potencial padrão de redução dos dois elementos:

Semirreação	E^o_{red}
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$	+0,34 V
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn^0_{(s)}$	–0,76 V

O cobre tem o maior potencial de redução, logo sofrerá redução, ganhando elétrons do zinco. O zinco tem o menor potencial de redução e sofre oxidação, perdendo elétrons para o cobre.

Para se obterem as equações iônicas que ocorrem na pilha, é necessário sempre manter a semirreação do elemento de maior E^o_{red}, inverter a semirreação do elemento de menor E^o_{red} e depois somá-las.

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$ $E^o = +0,34$ V (manter)

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn^0_{(s)}$ $E^o = -0,76$ V (inverter)

Reação catódica:

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$ $E^o = +0,34$ V

Reação anódica:

$Zn^0_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ $E^o = +0,76$ V

Equação global:

$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn^0_{(s)} \rightarrow Cu^0_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$ $\Delta E^o = +1,10$ V

Nessa pilha, há a transferência de $2e^-$ de cada átomo de zinco para cada íon Cu^{2+}.

OBSERVAÇÕES

1. Quando se inverte uma equação, troca-se o sinal do potencial do eletrodo.
2. A soma dos potenciais após a inversão do menor E^o_{red} corresponde à d.d.p. ou ao ΔE^o da pilha. Ainda pode ser calculado o ΔE^o pela expressão

$$\Delta E^o = E^o_{red}(\text{maior}) - E^o_{red}(\text{menor})$$

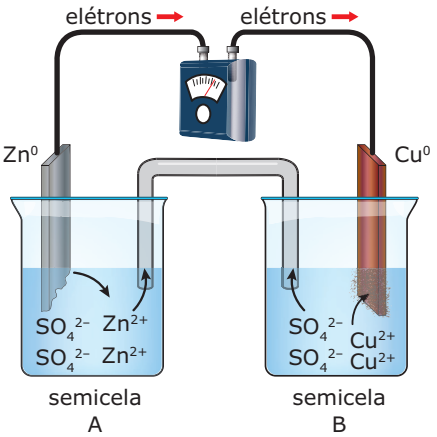
Com base na equação global, serão explicadas as alterações verificadas na pilha em funcionamento.

1. O eletrodo de cobre começa a aumentar de volume, pois o Cu^{2+} que está em solução recebe $2e^-$ perdidos pelo zinco e se transforma em Cu^0, que fica aderido ao eletrodo. A partir do que foi dito, observa-se que a quantidade de Cu^{2+} em solução irá diminuir, tornando-a diluída.
2. O eletrodo de zinco sofre corrosão, ou seja, há diminuição de seu volume, porque o Zn^0 perde $2e^-$ e se transforma em Zn^{2+}, caindo em solução e deixando o espaço que ocupava no eletrodo vazio. Assim, a quantidade de Zn^{2+} em solução irá aumentar, fazendo com que essa solução se torne mais concentrada.

Esse sistema não poderia gerar corrente elétrica se o circuito não estivesse fechado. Isso ocorre porque, no circuito externo (fio condutor), há o fluxo de elétrons do eletrodo de zinco para o eletrodo de cobre e, no circuito interno (soluções eletrolíticas separadas pela placa de porcelana porosa ou ponte salina), há o fluxo iônico pelos poros da porcelana porosa ou pela ponte salina: cátions em direção ao cátodo e ânions em direção ao ânodo.

As soluções de ambos os eletrodos começam a ter excesso de íons positivos Zn^{2+} no ânodo e de íons negativos SO_4^{2-} no cátodo, pois os íons Cu^{2+} estão se descarregando. O sistema só estará fechado se houver eletroneutralidade das soluções; logo, os íons Zn^{2+} transitam para o cátodo (anulando a falta de cátions), e os íons SO_4^{2-} transitam para o ânodo.

Veja o esquema da pilha em funcionamento:



Semicela A ⇒ ânodo ⇒ eletrodo de Zn^0 e solução de Zn^{2+}.

Semicela B ⇒ cátodo ⇒ eletrodo de Cu^0 e solução de Cu^{2+}.

Normalmente, a notação química da pilha é feita pela representação:

redutor / cátion do redutor e sua concentração //cátion do oxidante e sua concentração / oxidante (temperatura)

Para a pilha de Daniell, tem-se:

Zn^0 / Zn^{2+} (1 mol.L^{-1}) // Cu^{2+} (1 mol.L^{-1}) / Cu^0 (25 ºC)

OUTRAS PILHAS COM ELETRODOS METAL / ÍON EM SOLUÇÃO

Pode-se montar outras pilhas com eletrodos metálicos que não sejam Cu^0 e Zn^0. A montagem e os processos que ocorrem nesses sistemas são idênticos aos mostrados na pilha de Daniell. Por exemplo: pilha entre cobre e alumínio.

Determinação do cátodo e do ânodo:

$A\ell^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow A\ell^0_{(s)}$ $E^o = -1,67$ V

menor E^o_{red} ⇒ ânodo ⇒ inverte a equação

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)}$ $E^o = +0,34$ V

maior E^o_{red} ⇒ cátodo ⇒ mantém a equação

Reação anódica:

$2A\ell^{0}_{(s)} \rightarrow 2A\ell^{3+}_{(aq)} + 6e^{-}$ $\quad E^{o} = +1,67\ V$

Reação catódica:

$3Cu^{2+}_{(aq)} + 6e^{-} \rightarrow 3Cu^{0}_{(s)}$ $\quad E^{o} = +0,34\ V$

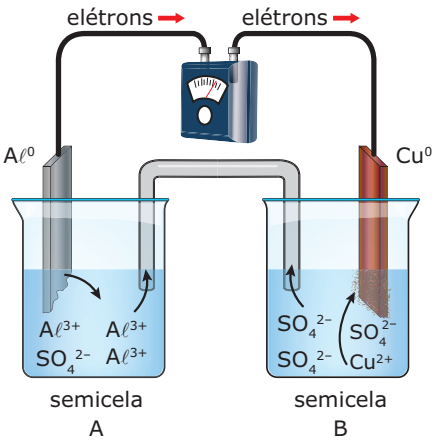
Reação global:

$2A\ell^{0}_{(s)} + 3Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2A\ell^{3+}_{(aq)} + 3Cu^{0}_{(s)}$ $\quad \Delta E^{o} = +2,01\ V$

OBSERVAÇÕES

1. Multiplica-se a equação anódica por 2 e a equação catódica por 3, para que o número de elétrons perdidos seja igual ao número de elétrons recebidos no processo. Apesar disso, o E^{o} permanece constante, pois não depende do número total de elétrons, mas sim do número de elétrons para um único íon, o que não foi alterado.

2. Essa pilha possui maior rendimento do que a pilha de Daniell, 2,01 V.



Estabelecimento de equilíbrio durante o funcionamento da pilha entre cobre e alumínio.

Representação:

$A\ell^{0}\ /\ A\ell^{3+}\ (1\ mol.L^{-1})\ //\ Cu^{2+}\ (1\ mol.L^{-1})\ /\ Cu^{0}\ (25\ ^{o}C)$

CARGA E DESCARGA EM UMA PILHA

Com o passar do tempo, há um desgaste do ânodo da pilha, o que significa que ela está se descarregando.

Quando as reações da pilha são reversíveis, pode-se recarregá-la. Isso é feito ligando-se um gerador ao circuito externo, com d.d.p. superior à da pilha.

O gerador "força" os elétrons a retornarem ao ânodo, logo o processo é não espontâneo ($\Delta E^{o} < 0$). Para a pilha de Daniell, tem-se:

A. **Descarga:**

$Cu^{2+}_{(aq)} + Zn^{0}_{(s)} \rightarrow Cu^{0}_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

$\Delta E^{o} = +1,10\ V \Rightarrow$ espontâneo

B. **Carga:**

$Cu^{0}_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Zn^{0}_{(s)}$

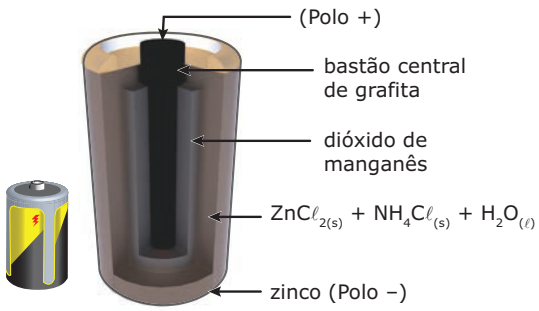
$\Delta E^{o} = -1,10\ V \Rightarrow$ não espontâneo

À medida que a pilha é carregada, a lâmina de zinco recompõe-se, enquanto a de cobre diminui, até voltarem ao normal.

PILHA SECA

Pilha seca é uma pilha cujas reações são irreversíveis, ou seja, não pode ser recarregada. Quando ocorre uma transformação total dos reagentes, a pilha para de funcionar.

A sua constituição é mostrada no esquema a seguir:



O sistema é formado por uma série de reações muito complexas, porém as mais importantes e que mais contribuem para d.d.p. são:

Reação catódica:

$2NH_4^{+}{}_{(aq)} + 2MnO_{2(s)} + 2e^{-} \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

Reação anódica:

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$

Reação global:

$2NH_4^{+}{}_{(aq)} + 2MnO_{2(s)} + Zn_{(s)} \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

Na verdade, essas pilhas não são totalmente secas, pois, em seu interior, sempre se obtém a pasta NH_3 e H_2O. Só será obtido um rendimento máximo intercalando-se intervalos de uso e "repouso", o que favorece a dissolução de $NH_{3(g)}$ em água, diminuindo a resistência interna da pilha. Não agindo dessa forma, pode-se verificar, em alguns casos, vazamentos na pilha. Para evitá-los, deve-se retirá-la no período de "repouso".

PILHAS ALCALINAS

São pilhas semelhantes às secas, alterando somente a substância que está impregnada na pasta externa, que, no caso da pilha alcalina, é o KOH e não $NH_4C\ell$.

As pilhas alcalinas apresentam rendimento muito superior ao das pilhas secas comuns.

A pilha alcalina mais comum é a de níquel-cádmio. Essas pilhas podem ser recarregadas até 4 000 vezes.

A reação que ocorre é

$$Cd_{(s)} + 2Ni(OH)_{3(s)} \xrightarrow[\text{solução}]{KOH} CdO_{(s)} + 2Ni(OH)_{2(s)} + H_2O_{(\ell)}$$

Outra pilha alcalina muito utilizada é a pilha de mercúrio-zinco que, normalmente, é produzida em pequeno tamanho e utilizada em relógios digitais, aparelhos para surdez, etc.

Ela funciona segundo a reação

$$Zn_{(s)} + HgO_{(s)} \xrightarrow[\text{pastoso}]{KOH} ZnO_{(s)} + Hg_{(\ell)}$$

BATERIA DE AUTOMÓVEL OU ACUMULADOR DE CHUMBO

A bateria de automóvel é uma associação de pilhas em série. Normalmente, são associadas 6 pilhas de 2 V, logo a bateria fornecerá 12 V.

As reações que ocorrem durante o processo são:

Reação catódica:

$$PbO_{2(s)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

Reação anódica:

$$Pb_{(s)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \rightleftharpoons PbSO_{4(s)} + 2e^-$$

Reação global:

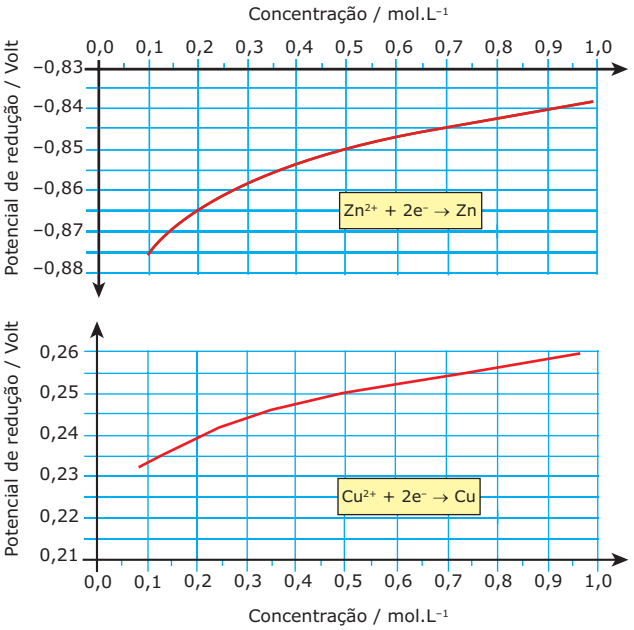
$$PbO_{2(s)} + 2H_2SO_{4(aq)} + Pb_{(s)} \rightleftharpoons 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

OBSERVAÇÕES

1. Pb, PbO_2 e $PbSO_4$ são sólidos e o ΔE^o do acumulador depende da concentração de H_2SO_4. Assim, é sempre bom manter constante o volume de água.
2. O ácido sulfúrico não deve ser substituído por outro ácido, senão o sal formado seria solúvel, além do fato de que outro ácido poderia corroer as placas.
3. O ácido sulfúrico vai sendo consumido e é por isso que, na prática, testa-se a carga da bateria medindo-se a densidade do ácido.
   Essas reações são reversíveis. Em um automóvel, o alternador ou dínamo é o responsável pela recarga contínua da bateria, o que prolonga muito a sua vida útil.

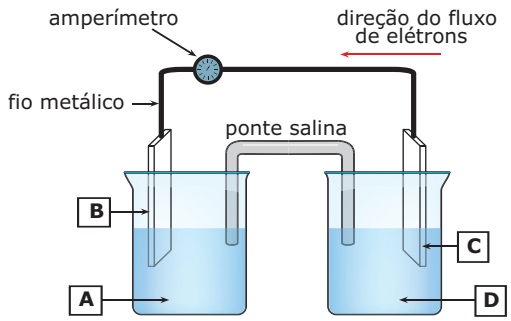
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) Estes gráficos apresentam os potenciais de redução do zinco e do cobre, medidos em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio, em função das concentrações dos íons metálicos presentes nas soluções:



Uma pilha eletroquímica foi montada com placas de cobre e zinco e soluções aquosas dos respectivos sulfatos.

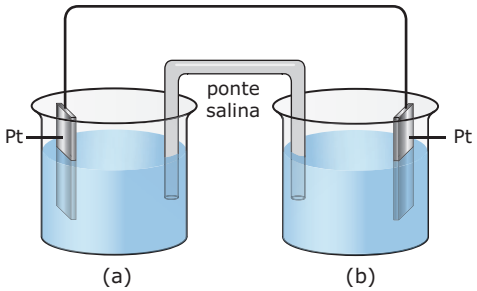
1. Considerando as informações contidas nos gráficos, **ESCREVA** a equação balanceada da reação espontânea dessa pilha.
2. Neste desenho, estão representados a pilha e o fluxo de elétrons – da direita para a esquerda – no fio metálico:



Considerando as informações contidas nesse desenho, **IDENTIFIQUE,** no quadro, os metais e as soluções constituintes da pilha, indicados com as letras **A**, **B**, **C** e **D**.

3. Utilizando dados dos gráficos, **CALCULE** a força eletromotriz medida nessa pilha, caso as duas soluções tenham concentração igual a 0,5 mol.L^{-1}.
4. Uma segunda pilha foi montada usando-se uma solução de $CuSO_{4(aq)}$, de concentração mais alta que 0,5 mol.L^{-1}, e uma solução de $ZnSO_{4(aq)}$, de concentração mais baixa que 0,5 mol.L^{-1}. **INDIQUE** se a força eletromotriz dessa nova pilha é **menor**, **igual** ou **maior** que aquela calculada no item 3 desta questão.

02. (UFV-MG–2009) Considere a cela eletroquímica a seguir, formada pelas semicelas (a) e (b) interligadas por uma ponte salina e eletrodos inertes de platina. A semicela (a) contém solução de Na_2SO_3 1,0 mol.L^{-1}, enquanto a semicela (b) contém solução de $KMnO_4$ 1,0 mol.L^{-1} em H_2SO_4 1,0 mol.L^{-1}.



As semirreações e os respectivos potenciais de eletrodo são:

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ $\quad E^o = +1{,}51$ Volt

$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons SO_3^{2-} + H_2O$ $\quad E^o = +0{,}172$ Volt

Assinale a afirmativa **CORRETA**.

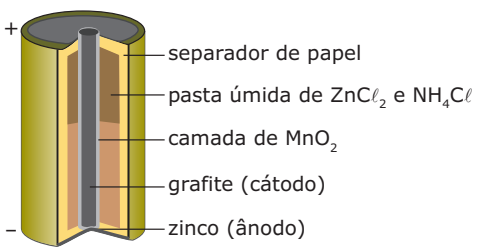
A) Os elétrons são transportados pela ponte salina.

B) No eletrodo da semicela (a), ocorre redução do íon SO_4^{2-}.

C) O fluxo de elétrons parte da semicela (b) em direção à semicela (a).

D) Na reação global, o íon MnO_4^- reage com o íon SO_3^{2-} formando Mn^{2+} e SO_4^{2-}.

03. (UFJF-MG) A pilha comum, encontrada à venda em vários estabelecimentos comerciais, pode ser representada pela figura a seguir:



As semirreações de redução que ocorrem nessa pilha são:

$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn_{(s)}$

$E^o_{red} = -0{,}763$ V

$2NH_4^+{}_{(aq)} + 2MnO_{2(s)} + 2e^- \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + Mn_2O_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$

$E^o_{red} = +0{,}737$ V

Com base nas informações dadas, **RESPONDA** aos itens a seguir:

A) Baseado no seu conhecimento de eletroquímica, quando essa pilha cessará seu funcionamento?

B) A partir das semirreações dadas anteriormente, **ESCREVA** a equação química global dessa pilha e **INDIQUE** qual é a espécie que sofrerá oxidação e qual é a espécie que sofrerá redução.

C) **CALCULE** o ΔE^o da pilha.

D) Observando a equação química global que você escreveu no item B, e supondo que esse sistema esteja em equilíbrio químico, **EXPLIQUE**, baseado no princípio de Le Châtelier, o que acontecerá ao equilíbrio se a concentração de amônia for aumentada.

04. (UFJF-MG–2009) A equação a seguir representa a reação química que ocorre em pilhas alcalinas que não são recarregáveis.

$$Zn + 2MnO_2 + H_2O \xrightarrow{KOH} Zn(OH)_2 + Mn_2O_3$$

Considere as afirmativas:

I. O Zn é o agente redutor e, portanto, é oxidado no processo.

II. O MnO_2 sofre redução para formar Mn_2O_3.

III. O KOH é o agente oxidante e a água é oxidada, originando íons OH^-.

IV. Essa pilha é chamada de alcalina, pois a reação ocorre em meio básico.

V. A pilha alcalina é um dispositivo que produz corrente elétrica.

Pode-se afirmar que

A) I, III, IV e V estão corretas.

B) apenas IV está correta.

C) I, II, IV e V estão corretas.

D) apenas III está correta.

E) todas estão corretas.

05. (UFMG) Uma bateria de carro é, basicamente, constituída de placas de chumbo metálico e placas de chumbo recobertas com óxido de chumbo (IV), em uma solução de H_2SO_4.

Esta equação representa o funcionamento de uma bateria:

$$PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 2H^+_{(aq)} + 2HSO_4^-{}_{(aq)} \underset{\text{recarga}}{\overset{\text{descarga}}{\rightleftharpoons}} 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

Considerando-se essas informações, é **INCORRETO** afirmar que

A) a densidade da solução aumenta no processo de recarga.

B) o óxido PbO_2 sofre redução no processo de descarga.

C) o pH da solução de uma bateria que está descarregando aumenta.

D) os elétrons migram, na descarga, do eletrodo de PbO_2 para o eletrodo de Pb.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFMG) Considere as seguintes reações:

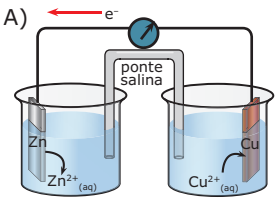
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$

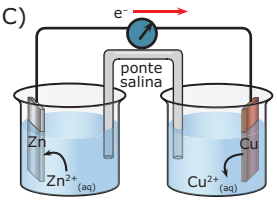
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

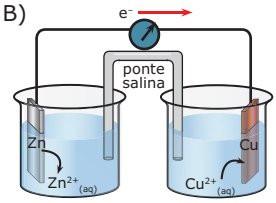
A reação global da célula galvânica correspondente, geradora de eletricidade, é:

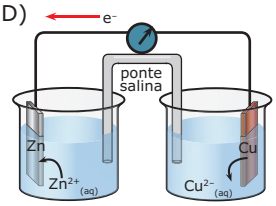
$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ $\quad \Delta E^o = 1{,}10\ V$

O esquema que representa **CORRETAMENTE** o funcionamento dessa célula galvânica é

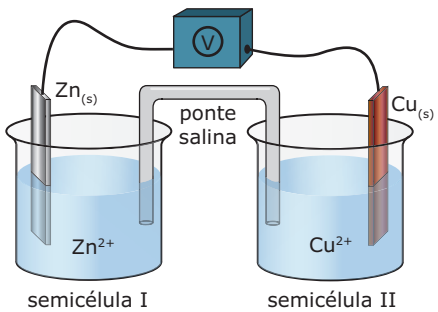
A)


C)


B)


D)


02. (UFU-MG) Pilhas são sistemas geradores de corrente elétrica. De acordo com o esquema da pilha, apresentado a seguir, é possível afirmar que



Semirreação de redução	Potencial de redução Eº (Volts)
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)}$	–0,76
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$	+0,34

I. a direção espontânea do sistema é

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} \text{ e } Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu_{(s)}$$

II. o fluxo de elétrons será da semicélula I para a II.

III. os cátions se dirigirão da ponte salina para a semicélula I.

IV. à medida que a pilha funciona, a concentração de íons Zn^{2+} em $mol.L^{-1}$ decresce.

Assinale a alternativa **CORRETA**.

A) Apenas as afirmativas I, II e III são verdadeiras.

B) Apenas as afirmativas I e II são verdadeiras.

C) Apenas as afirmativas I, III e IV são verdadeiras.

D) Apenas as afirmativas II e IV são verdadeiras.

E) Todas as afirmativas são verdadeiras.

03. (UNESP–2006) Em 1836, o químico John Frederic Daniell desenvolveu uma pilha utilizando os metais cobre e zinco para a produção de corrente elétrica. As semirreações envolvidas são dadas por

Oxidação: $Zn_{(metal)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aquoso)} + 2e^-$

Redução: $Cu^{2+}_{(aquoso)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(metal)}$

A pilha de Daniell pode ser representada por

A) $Cu_{(s)} / Cu^{2+}_{(aq)} // Zn^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$.

B) $Cu_{(s)} / Zn^{2+}_{(aq)} // Cu^{2+}_{(aq)} / Zn_{(s)}$.

C) $Zn_{(s)} / Zn^{2+}_{(aq)} // Cu^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$.

D) $Zn_{(s)} / Cu^{2+}_{(aq)} // Zn^{2+}_{(aq)} / Cu_{(s)}$.

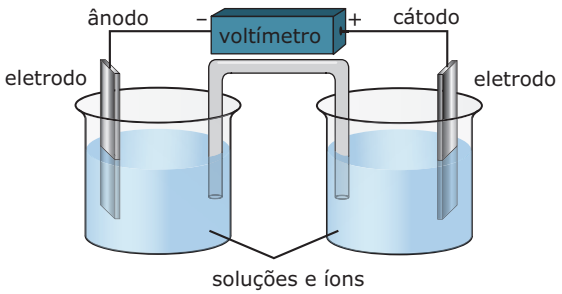
E) $Zn_{(s)} / Zn^{2+}_{(aq)} // Cu_{(aq)} / Cu^{2+}_{(s)}$.

04. Dada a reação de descarga de uma pilha

$$Cu^{2+}_{(aq)} + Mn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Mn^{2+}_{(aq)}$$

FAÇA um desenho esquemático da pilha em funcionamento.

05. (UFJF-MG–2010 / Adaptado) As pilhas fazem parte do nosso dia a dia e são fontes portáteis de energia, resultantes de reações químicas que ocorrem no seu interior. Para a montagem de uma pilha eletroquímica, é necessário que dois eletrodos metálicos sejam mergulhados nas soluções de seus respectivos íons, conforme figura a seguir:



A seguir, estão representadas algumas semirreações eletrolíticas e seus respectivos potenciais de redução.

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E = +0{,}34\ V$

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Fe_{(s)}$ $\quad E = -0{,}44\ V$

$Ag^{+}_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E = +0{,}80\ V$

Considerando os dados fornecidos, assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) A força eletromotriz da pilha $Ag^+ / Ag // Cu / Cu^{2+}$ é +0,46 V.

B) O fluxo de elétrons ocorre do polo negativo para o polo positivo.

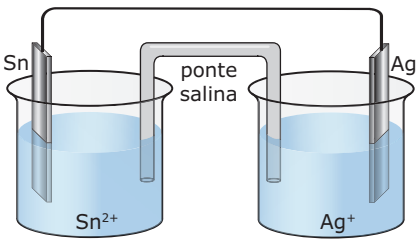
C) Apenas 2 pilhas podem ser montadas a partir desses metais.

D) Para funcionar um relógio de 1,2 V, pode-se usar uma pilha com eletrodos de Fe e Ag.

E) A ponte salina permite o fluxo de íons e completa o circuito elétrico.

(FMTM-MG)

Instrução: As questões de números **06** e **07** referem-se à figura a seguir:



Dados: Potenciais de redução padrão a 25 ºC.

$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}$ $\quad E^o = +0,80$ V

$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$ $\quad E^o = -0,14$ V

06. A reação global devidamente balanceada e a d.d.p. da pilha serão:

A) $Ag_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Ag^+_{(aq)} + Sn_{(s)}$ $\quad \Delta E^o = -0,94$ V

B) $2Ag_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)} \rightarrow 2Ag^+_{(aq)} + Sn_{(s)}$ $\quad \Delta E^o = -1,46$ V

C) $Ag^+_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow Ag_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)}$ $\quad \Delta E^o = +0,94$ V

D) $2Ag^+_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)}$ $\quad \Delta E^o = +1,74$ V

E) $2Ag^+_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)}$ $\quad \Delta E^o = +0,94$ V

07. Com relação à pilha, são feitas as afirmações:

I. Forma-se prata metálica no cátodo.

II. Os elétrons transitam do polo positivo para o polo negativo.

III. O eletrodo de estanho é o ânodo.

IV. O eletrodo de prata é o polo negativo.

Está **CORRETO** o contido apenas em

A) I e II. C) II e III. E) III e IV.

B) I e III. D) II e IV.

08. A pilha de Daniell possui duas semicélulas, ligadas entre si. Uma semicélula é constituída por uma barra de zinco mergulhada numa solução aquosa de íons Zn^{2+}, e a outra é formada por uma chapa de cobre mergulhada em uma solução de íons Cu^{2+}. Assinale a alternativa **INCORRETA**, com base nos potenciais de eletrodos de redução:

$E^o = -0,76$ V (Zn^{2+} / Zn)

$E^o = +0,34$ V (Cu^{2+} / Cu)

$E^o = +0,80$ V (Ag^+ / Ag)

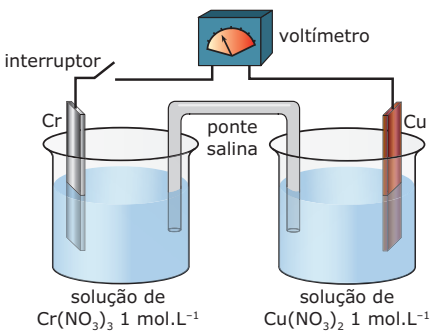
A) O ΔE^o da pilha é 0,42 V.

B) O Cu^{2+} é um oxidante mais forte que o Zn^{2+}.

C) Se a semicélula de cobre fosse substituída por uma de prata, o ΔE^o seria maior.

D) Os elétrons passam, no circuito externo, no sentido da placa de zinco para a de cobre.

09. (UnB-DF) Com o objetivo de montar uma pilha, um estudante colocou uma placa de cromo dentro de um béquer contendo uma solução (1 mol.L^{-1}) de nitrato de cromo, $Cr(NO_3)_3$. Em outro béquer contendo uma solução (1 mol.L^{-1}) de nitrato de cobre, $Cu(NO_3)_2$, ele colocou uma placa de cobre. Os eletrodos foram ligados como se vê no diagrama a seguir. As soluções foram unidas por uma ponte salina.



Potenciais padrões de eletrodos

Semirreação	E^o(Volts)
$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	–0,74
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34

JULGUE os itens.

( ) Quando o circuito é fechado, ocorre redução no eletrodo de cromo.

( ) Os elétrons fluem através do circuito (fios e medidor), do eletrodo de cromo para o eletrodo de cobre.

( ) O eletrodo de cromo apresentará um acréscimo de massa depois de algum tempo de funcionamento da pilha.

( ) Se a ponte salina for removida, a voltagem aumentará.

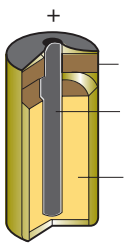
10. (UNESP–2007) Atualmente, a indústria produz uma grande variedade de pilhas e baterias, muitas delas impossíveis de serem produzidas sem as pesquisas realizadas pelos eletroquímicos nas últimas décadas. Para todas as reações que ocorrem nessas pilhas e baterias, utiliza-se o valor de Eº do eletrodo-padrão de hidrogênio, que, convencionalmente, foi adotado como sendo 0 V. Com base nesse referencial, foram determinados os valores de Eº a 25 ºC para as semicelas a seguir:

Semirreação	Eº (V)
$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$	0,00*
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Cu^0_{(s)}$	+0,34**
$Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons Zn^0_{(s)}$	–0,76**
$Ag^+_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Ag^0_{(s)}$	+0,80**
* eletrodo-padrão ** em relação ao eletrodo-padrão	

Caso o valor de Eº da semirreação de redução da prata tivesse sido adotado como padrão, seria **CORRETO** afirmar que

A) a produção de pilhas e baterias pela indústria seria inviabilizada.
B) a pilha de Daniell ($Zn_{(s)}$ / $Zn^{2+}_{(aq)}$ // $Cu^{2+}_{(aq)}$ / $Cu_{(s)}$) seria de 1,9 V.
C) todas as pilhas poderiam ter 0,80 V a mais do que têm hoje.
D) apenas algumas pilhas poderiam não funcionar como funcionam hoje.
E) nenhuma mudança na d.d.p. de pilhas e baterias seria notada.

11. (UFTM-MG) A pilha seca, de grande utilização doméstica, está esquematizada na figura:



As equações envolvidas nessa pilha são:

$2MnO_{2(s)} + 2NH_4^+{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + 2NH_{3(aq)} + H_2O_{(\ell)}$

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

A partir das informações da pilha seca, é **CORRETO** afirmar que

A) a produção de energia é um processo não espontâneo.
B) os elétrons migram do ânodo para o cátodo através do eletrólito.
C) o íon Zn^{2+} sofre oxidação.
D) o recipiente de zinco é o cátodo.
E) o MnO_2 sofre redução.

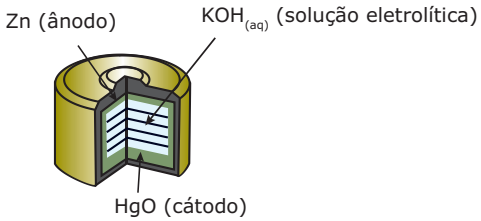
12. (Unimontes-MG–2007) As pilhas alcalinas são constituídas de eletrodos de zinco e de manganês, sendo o eletrólito o hidróxido de potássio, daí a denominação alcalina. A reação global que ocorre na pilha pode ser representada pela equação

$$Zn_{(s)} + 2MnO_{2(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Mn_2O_{3(s)} + Zn(OH)_{2(aq)}$$

De acordo com essa equação, responda:

A) Qual é o ânodo? **JUSTIFIQUE** sua resposta usando o estado de oxidação dos respectivos constituintes.
B) Indicando a substância constituinte de cada eletrodo, qual é o sentido do fluxo de elétrons na pilha em funcionamento?
C) Qual é a função do eletrólito?

13. (UFJF-MG) As pilhas de mercúrio alcalinas (esquema a seguir) são muito utilizadas em relógios e calculadoras.



As semirreações envolvidas no funcionamento da pilha e seus potenciais de redução são:

$HgO_{(s)} + H_2O_{(\ell)} + 2e^- \rightarrow Hg_{(\ell)} + 2OH^-_{(aq)}$

$E^o_{red} = +0{,}098$ V

$ZnO_{(s)} + H_2O_{(\ell)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)} + 2OH^-_{(aq)}$

$E^o_{red} = -1{,}245$ V

Considere as afirmativas a seguir:

I. A reação global que ocorre na pilha é representada pela equação

$$Zn_{(s)} + HgO_{(s)} \rightarrow ZnO_{(s)} + Hg_{(\ell)}$$

II. A variação de potencial da pilha é +1,343 V.

III. Como o zinco metálico é o ânodo, ele sofre redução.

IV. A pilha é considerada alcalina, uma vez que o meio eletrolítico é constituído de uma solução de KOH, que é uma base.

Sobre as afirmativas, pode-se dizer que

A) I, II e IV são corretas.
B) somente III é correta.
C) somente I e II são corretas.
D) somente IV é correta.
E) I, II e III são corretas.

14. (UFAL–2010) Uma bateria de carro é, basicamente, constituída de placas de chumbo metálico e placas de chumbo recobertas com óxido de chumbo (IV) em uma solução de H_2SO_4. A reação global de descarga dessa bateria pode ser representada por:

$$PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 2H^+_{(aq)} + 2HSO_4^-{}_{(aq)} \rightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

A partir da análise dessa equação, é **CORRETO** afirmar que

A) o pH da solução de uma bateria que está descarregando diminui.

B) o íon chumbo no PbO_2 sofre oxidação e, portanto, é o ânodo.

C) o chumbo metálico é o agente oxidante.

D) 1 mol de $Pb_{(s)}$ libera 2 mol de elétrons.

E) há transferência de elétrons do $PbO_{2(s)}$ para o $Pb_{(s)}$.

15. (UFMG) Em relação a uma bateria de automóvel em funcionamento, todas as alternativas estão corretas, **EXCETO**

A) A bateria é eletricamente neutra.

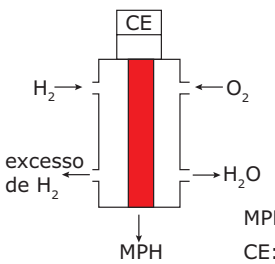
B) A bateria acumula carga elétrica.

C) A redução ocorre no cátodo de cada célula da bateria.

D) O eletrólito da bateria é uma solução de ácido sulfúrico.

E) Os elétrons fluem do ânodo para o cátodo de cada célula da bateria.

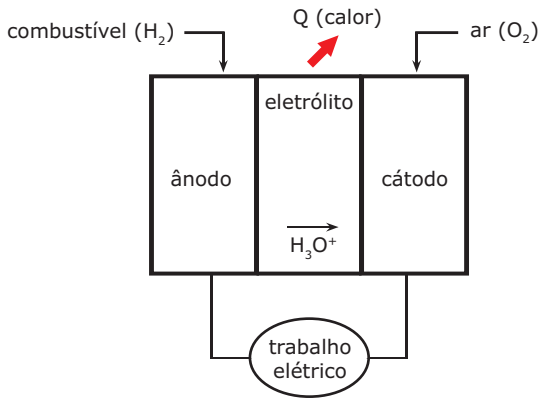
16. (UNESP–2007) O hidrogênio molecular obtido na reforma a vapor do etanol pode ser usado como fonte de energia limpa em uma célula de combustível, esquematizada a seguir:



MPH: Membrana permeável a H^+
CE: Circuito elétrico externo

Neste tipo de dispositivo, ocorre a reação do hidrogênio com oxigênio do ar, formando água como único produto. **ESCREVA** a semirreação que acontece no compartimento onde ocorre a oxidação (ânodo) da célula de combustível. Qual o sentido da corrente de elétrons pelo circuito elétrico externo?

17. (FMTM-MG) Entre as pesquisas desenvolvidas na área de energia, destaca-se a célula a combustível, sistema que gera calor e eletricidade pela reação entre o hidrogênio e o oxigênio do ar. Essa forma de produção de energia é considerada uma das promissoras energias limpas do futuro, já que a reação química não produz substâncias poluentes, apenas água.



$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)}$ $\quad E^o = 0,0\ V$

$\frac{1}{2}O_{2(g)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_2O_{(\ell)}$ $\quad E^o = +1,2\ V$

Considere as afirmações sobre as células a combustível.

I. A reação entre os gases hidrogênio e oxigênio é exotérmica.

II. Produz energia através de um processo espontâneo.

III. A água é formada no compartimento catódico.

IV. Os elétrons migram do ânodo para o cátodo através do eletrólito.

Está **CORRETO** o contido apenas em

A) I e II. C) III e IV. E) I, II e IV.

B) II e III. D) I, II e III.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2009) Pilhas e baterias são dispositivos tão comuns em nossa sociedade que, sem percebermos, carregamos vários deles junto ao nosso corpo; elas estão presentes em aparelhos de MP3, relógios, rádios, celulares, etc. As semirreações descritas a seguir ilustram o que ocorre em uma pilha de óxido de prata.

$$Zn_{(s)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow ZnO_{(s)} + H_2O + e^-$$

$$Ag_2O_{(s)} + H_2O_{(\ell)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)} + OH^-_{(aq)}$$

Pode-se afirmar que essa pilha

A) é uma pilha ácida.

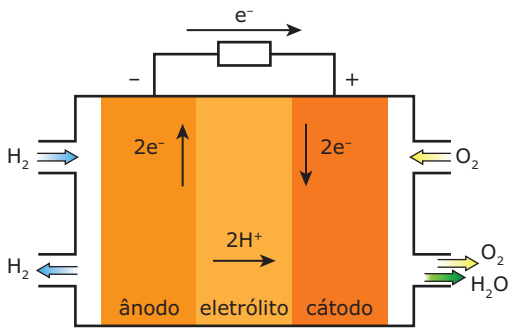
B) apresenta o óxido de prata como o ânodo.

C) apresenta o zinco como o agente oxidante.

D) tem como reação da célula a seguinte reação:
$Zn_{(s)} + Ag_2O_{(s)} \rightarrow ZnO_{(s)} + 2Ag_{(s)}$

E) apresenta fluxo de elétrons na pilha do eletrodo de Ag_2O para o Zn.

02. (Enem–2010) O crescimento da produção de energia elétrica ao longo do tempo tem influenciado decisivamente o progresso da humanidade, mas também tem criado uma séria preocupação: o prejuízo ao meio ambiente. Nos próximos anos, uma nova tecnologia de geração de energia elétrica deverá ganhar espaço: as células a combustível hidrogênio / oxigênio.



VILLULLAS, H.M; TICIANELLI, E. A; GONZÁLEZ, E.R. *Química Nova na Escola*. n. 15, maio 2002.

Com base no texto e na figura, a produção de energia elétrica por meio da célula a combustível hidrogênio / oxigênio diferencia-se dos processos convencionais porque

A) transforma energia química em energia elétrica, sem causar danos ao meio ambiente porque o principal subproduto formado é a água.

B) converte a energia química contida nas moléculas dos componentes em energia térmica, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

C) transforma energia química em energia elétrica, porém emite gases poluentes da mesma forma que a produção de energia a partir dos combustíveis fósseis.

D) converte energia elétrica proveniente dos combustíveis fósseis em energia química, retendo os gases poluentes produzidos no processo sem alterar a qualidade do meio ambiente.

E) converte a energia potencial acumulada nas moléculas de água contidas no sistema em energia química, sem que ocorra a produção de gases poluentes nocivos ao meio ambiente.

GABARITO

Fixação

01. 1. $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$
    2. A: $CuSO_{4(aq)}$
       B: $Cu_{(s)}$
       C: $Zn_{(s)}$
       D: $ZnSO_{4(aq)}$
    3. $\Delta E = 1{,}10$ V
    4. Maior

02. D

03. A) Quando forem totalmente consumidas as espécies químicas $Zn_{(s)}$, $NH_4^+{}_{(aq)}$ e $MnO_{2(s)}$, ou o sistema entrar em equilíbrio químico.

    B) $Zn_{(s)} + 2NH_4^+{}_{(aq)} + 2MnO_{2(s)} \rightleftharpoons Zn^{2+}_{(aq)} + 2NH_{3(g)} + Mn_2O_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$

    Oxidação: $Zn_{(s)}$

    Redução: $MnO_{2(s)}$

    C) $\Delta E^o = 1{,}5$ V

    D) Deslocará a reação no sentido de formar mais reagentes.

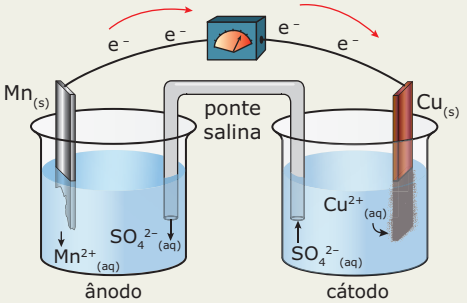
04. C

05. D

Propostos

01. B 02. B 03. C

04. $Cu^{2+}_{(aq)} + Mn_{(s)} \longrightarrow Cu_{(s)} + Mn^{2+}_{(aq)}$



05. C

06. E

07. B

08. A

09. F V F F

10. E

11. E

12. A) O ânodo é o $Zn_{(s)}$, pois sofre oxidação.

    B) O fluxo de elétrons ocorre do eletrodo de zinco em sentido ao eletrodo de MnO_2.

    C) O eletrólito tem a função de permitir o fluxo de íons no interior da pilha.

13. A

14. D

15. B

16. $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

    Os elétrons fluem da esquerda para a direita no circuito externo.

17. D

Seção Enem

01. D 02. A

QUÍMICA

Óxidos

MÓDULO 17 FRENTE C

Todos os compostos binários em que o oxigênio é o elemento mais eletronegativo são denominados óxidos. Normalmente, o oxigênio nos óxidos possui NOx = –2.

Exemplos:

H_2O, SiO_2, $A\ell_2O_3$, CaO

Observe que os compostos OF_2 e O_2F_2 não são óxidos, e sim fluoretos, pois, nesses compostos, o flúor é o elemento mais eletronegativo.

CLASSIFICAÇÃO DOS ÓXIDOS

Quanto ao tipo de ligação

Óxidos moleculares

São óxidos de ametais, sendo, geralmente, gases ou líquidos, e possuindo ligações covalentes.

Exemplos:

CO_2, CO, NO, XeO_3, SeO_4

OBSERVAÇÃO

- Até o gás nobre xenônio é capaz de formar óxidos sob condições especiais.

Óxidos iônicos

São óxidos de metais de baixa eletronegatividade, sendo, geralmente, sólidos, e possuindo ligações iônicas.

Exemplos:

CaO, MgO, Li_2O

Óxidos de caráter intermediário

São óxidos de metais de eletronegatividade mediana.

Exemplos:

ZnO, PbO_2

Óxidos covalentes

São óxidos, geralmente sólidos, cujos átomos que os compõem formam ligações covalentes, estabelecendo uma macroestrutura com um número indefinido de átomos.

Exemplos:

$(SiO_2)_n$, $(BeO)_n$

Quanto ao comportamento químico

Óxidos básicos

São óxidos que se comportam como base em uma reação de neutralização ou que, em meio aquoso, originam uma base.

$$K_2O + H_2O \rightarrow 2KOH$$
óxido básico + água → base

$$K_2O + 2HC\ell \rightarrow 2KC\ell + H_2O$$
óxido básico + ácido → sal + água

Esses óxidos são formados por metais de baixo NOx (+1, +2 ou +3). São sólidos iônicos de elevadas T.E. e T.F. e pouco solúveis em água, exceto os óxidos das famílias IA (1) e IIA (2).

Exemplos:

Na_2O, Fe_2O_3, Cu_2O

Óxidos ácidos ou anidridos

São óxidos que se comportam como ácidos em reações de neutralização ou que, em meio aquoso, originam ácidos.

$$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
óxido ácido + água → ácido

$$SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$
óxido ácido + base → sal + água

São formados por metais de alto NOx ou por ametais (nesse caso, são, geralmente, gases).

Exemplos:

SO_2, SO_3, CO_2, N_2O_5, CrO_3, MnO_3, Mn_2O_7

Os anidridos podem ser considerados compostos obtidos pela desidratação total do respectivo oxiácido do elemento.

$H_2CO_3 - H_2O \rightarrow CO_2$

$H_2SO_3 - H_2O \rightarrow SO_2$

$2 \times HNO_3 - H_2O \rightarrow H_2N_2O_6 - H_2O \rightarrow N_2O_5$

Alguns anidridos produzem dois ácidos diferentes quando reagem com a água. Eles são denominados anidridos duplos.

Exemplos:

$N_2O_4 + H_2O \rightarrow HNO_2 + HNO_3$

Assim como NO_2, $C\ell_2O_6$ e $C\ell O_2$.

Outros anidridos, quando são hidratados com quantidades crescentes de água, produzem ácidos diferentes.

Exemplo: P_2O_5

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HPO_3$ ⇒ ácido metafosfórico

$P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$ ⇒ ácido pirofosfórico

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$ ⇒ ácido ortofosfórico

Óxidos anfóteros

São óxidos que se comportam como ácidos ou como bases em reações de neutralização, dependendo do meio. Normalmente, reagem com ácidos ou bases fortes, definindo o seu caráter. Em meio neutro, os óxidos anfóteros não apresentam reatividade.

$ZnO + 2HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2O$

base

$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

ácido

Exemplos:

$A\ell_2O_3$, SnO, SnO_2, PbO, PbO_2, As_2O_5, Sb_2O_3, Sb_2O_5

Óxidos neutros

São óxidos indiferentes, não reagindo com ácidos, bases ou água. São óxidos gasosos de ametais.

Exemplos:

CO, NO e N_2O

Quanto à estrutura

Óxidos duplos, mistos ou salinos

São óxidos formados pela associação de dois outros óxidos do mesmo elemento.

Exemplos:

Fe_3O_4 $(FeO + Fe_2O_3)$

Pb_3O_4 $(PbO + Pb_2O_3)$

Mn_3O_4 $(MnO + Mn_2O_3)$

$4NO_2$ $(N_2O_3 + N_2O_5)$

$4C\ell O_2$ $(C\ell_2O_3 + C\ell_2O_5)$

Peróxidos

São óxidos em que o NOx do oxigênio é –1. Reagem com água ou ácidos diluídos, produzindo água oxigenada, H_2O_2.

$CaO_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2O_2$

$CaO_2 + 2HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O_2$

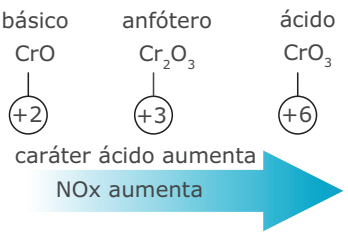
Exemplos:

Na_2O_2, K_2O_2, H_2O_2, BaO_2

O peróxido de hidrogênio, H_2O_2, é um exemplo de peróxido molecular líquido, porém não é o único. Existem, também, os peróxidos orgânicos que podem ser considerados peróxidos derivados do H_2O_2, em que um ou ambos os átomos de hidrogênio foram substituídos por grupos orgânicos. Os demais peróxidos são sólidos iônicos que possuem em sua estrutura o ânion peróxido, $^{-}O—O^{-}$ (O_2^{2-}).

OBSERVAÇÕES

1. Do que foi exposto, pode-se concluir que, devido à grande variabilidade de óxidos e a suas respectivas características, não é possível atribuir propriedades e características (constantes ou fixas) aos óxidos.
2. Quando um metal der origem a vários óxidos, o caráter do mesmo varia de acordo com a variação do NOx.



NOMENCLATURA DE ÓXIDOS

Quando um elemento forma um único óxido, tem-se:

Óxido de _____
nome do elemento ligado ao oxigênio

Exemplos:

Na_2O ⇒ óxido de sódio

CaO ⇒ óxido de cálcio

Porém, quando o elemento forma mais de um óxido, deve-se enunciar o NOx do elemento em algarismo romano ou enunciar o número de átomos do elemento e o número de átomos de oxigênio.

Exemplos:

FeO ⇒ Fe^{2+} óxido de ferro (II) ou ferroso

Fe_2O_3 ⇒ Fe^{3+} óxido de ferro (III) ou férrico

ou ainda:

FeO ⇒ (mono) óxido de (mono) ferro

Fe_2O_3 ⇒ trióxido de diferro

OBSERVAÇÃO

- Sufixos { **-oso** ⇒ menor NOx / **-ico** ⇒ maior NOx

Para elementos que apresentam mais de dois NOx, usam-se os prefixos **hipo-** (geralmente para o NOx +1) e **per-** (geralmente para o NOx +7).

Os anidridos podem, ainda, receber o nome do ácido que os origina, quando hidratados, antecedido da palavra anidrido.

Resumo	
Se o elemento possui 1 NOx	anidrido_____ (–ico)
Se o elemento possui 2 NOx	anidrido_____ (–oso) anidrido_____ (–ico)
Se o elemento possui 4 NOx	anidrido hipo _____ (–oso) anidrido_____ (–oso) anidrido_____ (–ico) anidrido per _____ (–ico)

Exemplos:

$SO_2 \Rightarrow H_2SO_3$ anidrido sulfuroso

$SO_3 \Rightarrow H_2SO_4$ anidrido sulfúrico

$CO_2 \Rightarrow H_2CO_3$ anidrido carbônico

$NO_2 \Rightarrow HNO_2 / HNO_3$ anidrido nitroso / nítrico

Comparação dos tipos de nomenclatura

Óxido	Nomenclatura antiga	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura empírica
CaO	Óxido de cálcio	Óxido de cálcio	Monóxido de (mono) cálcio
B_2O_3	Anidrido bórico	Óxido de boro	Trióxido de diboro
Fe_2O_3	Óxido férrico	Óxido de ferro (III)	Trióxido de diferro
FeO	Óxido ferroso	Óxido de ferro (II)	Monóxido de (mono) ferro
SO_2	Anidrido sulfuroso	Óxido de enxofre (IV)	Dióxido de enxofre
SO_3	Anidrido sulfúrico	Óxido de enxofre (VI)	Trióxido de enxofre
$C\ell_2O_3$	Anidrido hipocloroso	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
$C\ell_2O_5$	Anidrido cloroso	Óxido de cloro (V)	Pentóxido de dicloro
$C\ell_2O_7$	Anidrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptóxido de dicloro
CrO_3	Anidrido crômico	Óxido de cromo (VI)	Trióxido de cromo

PRINCIPAIS ÓXIDOS DO COTIDIANO

Óxido de cálcio (CaO)

- Sólido branco com temperatura de fusão extremamente elevada.
- Recebe o nome de cal viva ou cal virgem.
- Em contato com a água, ocorre uma reação exotérmica, formando a água de cal.

Óxido de hidrogênio (H_2O)

- Líquido incolor nas condições ambiente, insípido, inodoro e de grande capacidade dissolvente.
- Contribui com cerca de 70% da matéria formadora da crosta terrestre e é fundamental para a vida dos animais e vegetais.

Peróxido de hidrogênio (H_2O_2)

- Líquido incolor, instável, viscoso e solúvel em água. Sua solução aquosa é chamada de água oxigenada, utilizada em alvejamento, como antisséptico, microbicida, oxidante, etc.
- Sofre fotólise quando exposto à radiação luminosa.

Óxido de magnésio (MgO)

- Sólido branco, inodoro, pouco solúvel em água e de grande resistência ao aquecimento, sendo, por isso, usado na fabricação de tijolos refratários e cadinhos.
- A suspensão aquosa desse óxido, que é usada como antiácido e laxante brando, recebe o nome de leite de magnésia

Dióxido de carbono (CO_2)

- Gás incolor e pouco solúvel em água.
- Também é chamado de anidrido carbônico e gás carbônico.
- Ocorre no ar atmosférico e é muito importante para a vida animal e vegetal, por participar do processo de fotossíntese.
- Quando no estado sólido, sob determinadas condições, é usado para refrigeração em forma de blocos (gelo-seco).
- Um dos grandes responsáveis pelo efeito estufa.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) O átomo neutro de um certo elemento X tem três elétrons de valência.

Considerando-se o óxido, o hidreto e o cloreto desse elemento, o composto que está com a fórmula **CORRETA** é

A) XO_3.
B) X_2O_3.
C) $X_3C\ell$.
D) $X_3C\ell_3$.
E) X_3H.

02. (UFLA-MG) Três diferentes óxidos, em quantidades equivalentes, são dissolvidos em três tubos de ensaio contendo água destilada. No tubo 1, monóxido de carbono; no tubo 2, óxido de bário; e, no tubo 3, dióxido de enxofre. Qual o caráter das soluções contidas nos três tubos, respectivamente?

A) Neutro, básico e ácido
B) Básico, neutro e ácido
C) Ácido, neutro e básico
D) Neutro, ácido e básico
E) Ácido, básico e neutro

03. **JULGUE** os itens a seguir:

( ) O único peróxido molecular é o peróxido de hidrogênio.
( ) Fe_3O_4 é o tetróxido de triferro.
( ) Geralmente metais com alto NOx formam óxidos ácidos.
( ) Todo peróxido deve possuir o íon O_2^{2-}.

04. (UFU-MG) Nas correspondências entre fórmulas e nomenclatura

I. Na_2O_2, peróxido de sódio
II. Fe_2O_3, óxido de ferro (II)
III. HNO_2, ácido nítrico
IV. SO_2, anidrido sulfuroso

estão **CORRETAS**

A) II e IV.
B) II e III.
C) I e II.
D) I e III.
E) I e IV.

05. (UFJF-MG) Considere os óxidos A, B e C e suas características a seguir:

A. Gás incolor, de caráter ácido, cujas moléculas são apolares. O excesso na atmosfera é o principal responsável pelo efeito estufa.

B. Gás incolor, extremamente tóxico, cujas moléculas são polares. Forma-se na queima (combustão) incompleta de combustíveis, como a gasolina.

C. Gás incolor, de cheiro forte e irritante. Sofre oxidação em contato com o oxigênio do ar e o produto formado pode reagir com água, originando a chuva ácida.

Os gases A, B e C, de acordo com as suas características, correspondem, respectivamente, a

A) H_2S, O_3 e SO_2.
B) NO_2, CO e CO_2.
C) CO_2, CO e SO_2.
D) $HC\ell$, O_2 e NH_3.
E) CO_2, N_2 e O_3.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (PUC Minas) A configuração eletrônica de um átomo de um elemento X é [Ar] $4s^2$ $3d^{10}$. Assinale a fórmula **MAIS** provável para o composto formado por esse elemento e o oxigênio.

A) XO B) X_2O C) XO_2 D) X_2O_3

02. (Unicamp–2011) Cerca de 1/4 de todo o dióxido de carbono liberado pelo uso de combustíveis fósseis é absorvido pelo oceano, o que leva a uma mudança em seu pH e no equilíbrio do carbonato na água do mar. Se não houver uma ação rápida para reduzir as emissões de dióxido de carbono, essas mudanças podem levar a um impacto devastador em muitos organismos que possuem esqueletos, conchas e revestimentos, como os corais, os moluscos, os que vivem no plâncton, e no ecossistema marinho como um todo.

Do ponto de vista químico, inicialmente, ocorrem a dissolução do dióxido de carbono gasoso na água e a formação de dióxido de carbono em solução. Uma vez dissolvido na água do mar, o dióxido de carbono reage rapidamente com a água, modificando seu equilíbrio iônico. Assim, a reação do dióxido de carbono com a água

A) faz o pH da água baixar e pode ser representada por $CO_{2(aq)} + H_2O_{(aq)} \rightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + H^+_{(aq)}$.
B) faz o pH da água aumentar e pode ser representada por $CO_{2(aq)} + H_2O_{(aq)} \rightarrow HCO_3^-{}_{(aq)} + H^+_{(aq)}$.
C) faz o pH da água baixar e pode ser representada por $CO_{(aq)} + H_2O_{(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + CO_{2(aq)}$.
D) faz o pH da água aumentar e pode ser representada por $CO_{2(aq)} + H_2O_{(aq)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$.

03. (UFRGS) Assinale, entre as reações a seguir, aquela em que um óxido metálico funciona como óxido ácido.

A) $ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

B) $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$

C) $MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$

D) $Fe_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Fe^{3+} + 3H_2O$

E) $SrO + SO_3 \rightarrow SrSO_4$

04. (ITA-SP–2006) Considere os seguintes óxidos:

I. CaO

II. N_2O_5

III. Na_2O

IV. P_2O_5

V. SO_3

Assinale a opção que apresenta os óxidos que, quando dissolvidos em agua pura, tornam o meio ácido.

A) Apenas I e IV.

B) Apenas I, III e V.

C) Apenas II e III.

D) Apenas II, IV e V.

E) Apenas III e V.

05. (OBQ) Os anidridos dos ácidos bórico, fosfórico e sulfúrico são, respectivamente,

A) B_2O_3, P_2O_5, SO_2.

B) B_2O_3, P_2O_5, SO_3.

C) B_2O_4, P_2O_5, SO_2.

D) B_2O_5, P_2O_3, SO_2.

E) B_2O_5, P_2O_3, SO_3.

06. (FUVEST-SP) Na respiração animal, o ar expirado pode ser distinguido do ar inspirado borbulhando-os separadamente em soluções aquosas de hidróxido de bário. Qual o critério usado para fazer essa diferenciação? **REPRESENTE** o fato observado por meio de uma equação química.

07. (VUNESP) Sabe-se que a chuva ácida é formada pela dissolução, na água da chuva, de óxidos ácidos presentes na atmosfera. Entre os pares de óxidos relacionados, qual é constituído apenas por óxidos que provocam a chuva ácida?

A) Na_2O e NO_2

B) CO_2 e MgO

C) CO_2 e SO_3

D) CO e N_2O

E) CO e NO

08. (UFPI–2010) Os óxidos podem ser classificados, em função de seu comportamento frente a água, a ácidos e a bases, como: óxido neutro, óxido ácido, óxido básico ou óxido anfótero. Assinale a opção em que os óxidos estão classificados **CORRETAMENTE**.

A)	Rb_2O básico	BeO anfótero	Mn_2O_7 ácido	CaO básico
B)	Rb_2O anfótero	BeO básico	Mn_2O_7 neutro	CaO básico
C)	Rb_2O ácido	BeO anfótero	Mn_2O_7 básico	CaO ácido
D)	Rb_2O neutro	BeO anfótero	Mn_2O_7 ácido	CaO básico
E)	Rb_2O básico	BeO neutro	Mn_2O_7 anfótero	CaO básico

09. (UFU-MG) O ZnO sólido pode ser separado do Fe_2O_3 sólido tratando-se a mistura desses óxidos com excesso de solução aquosa de NaOH 1 mol/L. O ZnO dissolve-se completamente, enquanto o Fe_2O_3 permanece inalterado.

Acerca desse processo de separação, pode-se afirmar que

A) $Fe_2O_{3(s)}$ não é dissolvido pela solução aquosa de hidróxido de sódio porque é um óxido neutro.

B) $ZnO_{(s)}$ dissolve-se em solução aquosa de hidróxido de sódio devido à formação de $Zn(OH)_2$ e Na_2O.

C) a separação do Fe_2O_3 sólido da solução sobrenadante pode ser feita por destilação fracionada.

D) $ZnO_{(s)}$ dissolve-se em solução aquosa de hidróxido devido à formação de Na_2ZnO_2.

10. (Fatec-SP) São conhecidos vários óxidos de nitrogênio. A seguir, listamos propriedades de alguns desses óxidos.

I. Dissolve-se em água, formando HNO_2 e HNO_3.

II. Forma-se pelo aquecimento de $N_{2(g)}$ e $O_{2(g)}$ e não reage com a água.

III. Decompõe-se por aquecimento, em NO_2.

As propriedades I, II e III podem ser atribuídas, respectivamente, a

A) N_2O, N_2O_4, N_2O.

B) NO, NO, N_2O.

C) NO, N_2O, N_2O_4.

D) NO_2, N_2O, NO.

E) NO_2, NO, N_2O_4.

11. (UFU-MG–2006) **COMPLETE** e **BALANCEIE** as equações a seguir e **PREENCHA** a tabela com as funções e os nomes de acordo com as regras da IUPAC.

__LiOH + __ CO_2 → __ _____ + __ _____

__K_2O + __ H_2O → __ _____

__H_3PO_4 + __ $Ca(OH)_2$ → __ _____ + __ _____

Substância	Função	Nome
$Ca(OH)_2$		
K_2O		
SO_3		

12. (UFU-MG) Indique a alternativa que representa a sequência **CORRETA** das fórmulas dos compostos.

I. Cloreto mercuroso – veneno cumulativo no homem.

II. Hidróxido de magnésio – antiácido estomacal.

III. Óxido férrico (hematita) – minério muito encontrado em Minas Gerais.

IV. Nitrato de amônio – substância utilizada em explosivos.

A) $HgC\ell_2$; $Mg(OH)_2$; Fe_2O_3; NH_3NO_3

B) $Hg_2C\ell_2$; $Mg_2(OH)_2$; FeO; NH_4NO_3

C) $HgC\ell_2$; MgOH; Fe_2O_3; $(NH_4)_2NO_3$

D) $Hg_2C\ell_2$; $Mg(OH)_2$; Fe_2O_3; NH_4NO_3

13. (UFMG) As fórmulas de brometo de hidrogênio, óxido de enxofre (VI), sulfato de potássio, nitrato de mercúrio (II) e hidrogenofosfato de cálcio são, nessa ordem, **CORRETAMENTE** representadas por

A) H_2Br SO_6 KSO_4 $Hg(NO_3)_3$ CaH_2PO_4.

B) BrH SO_2 KSO_4 $HgNO_3$ $CaHPO_3$.

C) HBr SO_3 K_2SO_4 $Hg(NO_3)_2$ $CaHPO_4$.

D) HBr SO_2 K_3SO_4 $Hg(NO_3)_2$ $CaH_2P_2O_7$.

E) H_2Br SO_3 K_2SO_4 $HgNO_3$ CaH_2PO_4.

14. (UFMG-MG) Que alternativa apresenta, **CORRETAMENTE**, as fórmulas correspondentes às substâncias especificadas no quadro?

	Cloreto de hidrogênio	Ácido nítrico	Sulfato ácido de sódio	Anidrido sulfuroso	Carbonato de amônio
A)	$HC\ell$	HNO_3	$NaHSO_4$	SO_2	$(NH_4)_2CO_3$
B)	$HC\ell_2$	HNO_2	$NaHSO_4$	SO_2	$(NH_4)_2CO_3$
C)	$H^+_{(aq)}C\ell^-_{(aq)}$	HNO_3	$NaHSO_4$	SO_2	$(NH_4)_2CO_3$
D)	$H_2C\ell$	HNO_3	$NaHSO_3$	SO_2	$(NH_4)_2CO_3$
E)	$HC\ell$	HNO_3	$NaHSO_3$	SO_3	$(NH_4)_2CO_3$

15. (PUCPR) Analise as alternativas a seguir e assinale a única **INCORRETA**.

A) Gás carbônico caracteriza um óxido básico.

B) Pentóxido de dinitrogênio é chamado de anidrido nítrico.

C) Água oxigenada representa um peróxido.

D) Trióxido de enxofre é um anidrido.

E) Cal virgem caracteriza um óxido básico.

16. (PUCPR–2006) Considere o conjunto de substâncias a seguir:

I. CaO: Usado na argamassa para alvenaria.

II. H_2SO_4: Usado nas baterias de automóvel.

III. $CaCO_3$: Principal componente do mármore.

IV. $Mg(OH)_2$: Usado como antiácido e laxante.

É(são) completamente solúvel(is) em água

A) H_2SO_4.

B) CaO e $Mg(OH)_2$.

C) $CaCO_3$.

D) H_2SO_4 e CaO.

E) $Mg(OH)_2$.

17. (Mackenzie-SP–2006) Associando a fórmula das substâncias dadas na coluna A com a sua utilização descrita na coluna B, a sequência numérica **CORRETA**, de cima para baixo, é

A	B
(I) $NaHCO_3$	( ) É uma das substâncias constituintes das pastas de dentes. Evita a formação de cáries.
(II) $CaSO_4$	( ) É adicionada ao sal de cozinha para se evitar a formação do bócio.
(III) ZnO	( ) Pode ser usada como fermento na manufatura de bolos.
(IV) NaF	( ) É um óxido usado como protetor solar pelos surfistas.
(V) NaI	( ) É um sal usado para engessar membros fraturados.

A) IV, V, I, III e II.

B) V, IV, III, II e I.

C) IV, V, II, I e III.

D) I, II, III, IV e V.

E) III, I, II, V e IV.

18. (UNESP–2010) A cal é obtida industrialmente por tratamento térmico do calcário em temperaturas acima de 900 ºC pela reação

$$CaCO_{3(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

Por suas diferentes aplicações, constitui-se em um importante produto da indústria química. Na agricultura, é usada para correção da acidez do solo; na siderurgia, como fundente e escorificante; na fabricação do papel, é um agente branqueador e corretor de acidez; no tratamento de água, também corrige a acidez e atua como agente floculante e, na construção civil, é agente cimentante.

Sobre o processo de obtenção e as propriedades associadas ao produto, indique qual das afirmações é totalmente **CORRETA**.

A) A reação é de decomposição, e o CaO é usado como branqueador na indústria do papel porque é um agente oxidante.

B) A reação é endotérmica, e o CaO é classificado como um óxido ácido.

C) A reação é exotérmica e, se a cal reagir com água, produz $Ca(OH)_2$, que é um agente cimentante.

D) A reação é endotérmica, e o CaO é classificado como um óxido básico.

E) A reação é de decomposição, e, no tratamento de água, o CaO reduz o pH, atuando como floculante.

19. (UFTM-MG–2009) Ao ouvir dizer que, caso acrescentasse cascas de ovos à terra, as plantas ficariam mais viçosas, uma pessoa resolveu preparar uma mistura de água com cascas de ovos, previamente lavadas e trituradas, e utilizá-la para regar suas plantas.

Essa mistura

I. é uma suspensão aquosa e, portanto, deve ser agitada antes do uso;

II. permite elevar o pH de um solo ácido;

III. apresenta composto iônico e composto covalente;

IV. produz efervescência se a ela for acrescentado vinagre.

É **CORRETO** o que se afirma em

A) I e II, somente.
B) II e IV, somente.
C) I, II e III, somente.
D) II, III e IV, somente.
E) I, II, III e IV.

20. A Coca-Cola vende para os brasilienses água (Bonaqua®) que parece ser mineral, mas na verdade é água filtrada. A água vinda dos depósitos da Caesb (aí com preço subsidiado) e do poço artesiano existente no terreno da engarrafadora entre Taguatinga Sul e Samambaia, quando chega às máquinas da fábrica de refrigerantes é filtrada, 'adicionada artificialmente de sais, tais como: cloreto de cálcio, bicarbonato de sódio, sulfato de magnésio, cloreto de sódio e cloreto de potássio' e posta à venda [...]

JORNAL DA COMUNIDADE – BSB, DF 2 a 8 nov. 1997.

Com base no texto anterior e nos conhecimentos sobre as funções inorgânicas, assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) Os sais adicionados à água da Caesb são substâncias iônicas que podem ser obtidas a partir da reação de salificação entre um ácido e uma base.

B) No rótulo de Bonaqua®, encontramos os seguintes dizeres: "contém cloreto de cálcio, bicarbonato de sódio, sulfato de magnésio...". As fórmulas desses sais são $CaC\ell_2$, $NaHCO_3$, $MgSO_4$.

C) Os sais do item anterior também podem ser obtidos pela reação de um óxido ácido ou um óxido básico com uma base ou com um ácido, respectivamente. Temos como exemplo desse tipo de processo as reações

$$SO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 + H_2O$$

$$CaO + 2HC\ell \rightarrow CaC\ell_2 + H_2O$$

D) O bicarbonato de sódio é um sal ácido com propriedades ácidas.

E) O rótulo de Bonaqua® deveria ter os seguintes dizeres: "Água mineralizada pela adição de sais minerais – solução artificial". Esse tipo de mistura é homogênea e condutora de corrente elétrica.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–1999) Suponha que um agricultor esteja interessado em fazer uma plantação de girassóis. Procurando informação, leu a seguinte reportagem:

Solo ácido não favorece plantio

Alguns cuidados devem ser tomados por quem decide iniciar o cultivo de girassol. A oleaginosa deve ser plantada em solos descompactados, com pH acima de 5,2 (que indica menor acidez da terra). Conforme as recomendações da Embrapa, o agricultor deve colocar, por hectare, 40 kg a 60 kg de potássio e 40 kg a 80 kg de fósforo.

O pH do solo, na região do agricultor, é de 4,8. Dessa forma, o agricultor deverá fazer a "calagem".

FOLHA DE S. PAULO, 25 set. 1996.

Suponha que o agricultor vá fazer calagem (aumento do pH do solo por adição de cal virgem – CaO). De maneira simplificada, a diminuição da acidez se dá pela interação da cal (CaO) com a água presente no solo, gerando hidróxido de cálcio ($Ca(OH)_2$), que reage com os íons H^+ (dos ácidos), ocorrendo, então, a formação de água e deixando íons Ca^{2+} no solo.

Considere as seguintes equações:

I. $CaO + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_3$

II. $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

III. $Ca(OH)_2 + 2H^+ \rightarrow Ca^{2+} + 2H_2O$

IV. $Ca(OH)_2 + H^+ \rightarrow CaO + H_2O$

O processo de calagem descrito acima pode ser representado pelas equações

A) I e II.
B) I e IV.
C) II e III.
D) II e IV.
E) III e IV.

QUÍMICA

02. (Enem–2010) Os oceanos absorvem, aproximadamente, um terço das emissões de CO_2 procedentes de atividades humanas, como a queima de combustíveis fósseis e as queimadas. O CO_2 combina-se com as águas dos oceanos, provocando uma alteração importante em suas propriedades. Pesquisas com vários organismos marinhos revelam que essa alteração nos oceanos afeta uma série de processos biológicos necessários para o desenvolvimento e a sobrevivência de várias espécies da vida marinha.

A alteração a que se refere o texto diz respeito ao aumento

A) da acidez das águas dos oceanos.

B) do estoque de pescado nos oceanos.

C) da temperatura média dos oceanos.

D) do nível das águas dos oceanos.

E) da salinização das águas dos oceanos.

GABARITO

Fixação

01. B

02. A

03. F V V F

04. E

05. C

Propostos

01. A

02. A

03. A

04. D

05. B

06. Ao se borbulhar gás carbônico (CO_2) em uma solução aquosa de hidróxido de bário, observa-se o aparecimento de uma turvação branca, que se deve à formação de carbonato de bário, insolúvel. A equação da reação é

$$CO_{2(g)} + Ba(OH)_{2(aq)} \rightarrow BaCO_{3(s)} + H_2O_{(\ell)}$$

Assim, o ar expirado (que contém quantidade apreciável de CO_2) é capaz de turvar a solução de hidróxido de bário.

07. C

08. A

09. D

10. E

11. $2LiOH + 1CO_2 \rightarrow 1Li_2CO_3 + 1H_2O$

$1K_2O + 1H_2O \rightarrow 2KOH$

$2H_3PO_4 + 3Ca(OH)_2 \rightarrow 1Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$

Substância	Função	Nome
$Ca(OH)_2$	Base	Hidróxido de cálcio
K_2O	Óxido	Óxido de potássio
SO_3	Óxido	Óxido sulfúrico

12. D

13. C

14. A

15. A

16. A

17. A

18. D

19. E

20. D

Seção Enem

01. C

02. A

QUÍMICA

Reações inorgânicas I

MÓDULO 18 FRENTE C

REAÇÃO QUÍMICA

Reação química é a denominação dada à transformação que uma substância sofre em sua constituição química, quer pela ação de outra substância (afinidade química), quer pela ação de um agente físico, como calor, luz, eletricidade, etc. As reações químicas sofrem influência do tempo e da energia.

Considera-se que um sistema se transformou quando, ao se observar o estado inicial e final desse sistema, constatam-se algumas evidências dessa transformação. As reações químicas mais comuns são aquelas que ocorrem em meio aquoso e se evidenciam por:

- formação de um composto insolúvel (precipitação);
- formação de um eletrólito fraco;
- formação de uma substância gasosa (volátil);
- mudança de cor;
- mudança de sabor;
- mudança de odor;
- mudança de textura;
- mudança de forma;
- aquecimento ou resfriamento do sistema, etc.

No entanto, é bom que se ressalve que esses critérios não são absolutos e que essas evidências podem surgir sem que ocorra uma transformação química. Assim, também devem ser considerados "sinais indiretos" (outros indícios) para a obtenção de resultados mais confiáveis.

Em uma reação química, há produção de novas substâncias. Nesse caso, uma ou mais substâncias que compõem o estado inicial do sistema e que sofrem mudança na sua estrutura química – os reagentes – voltam a surgir no estado final modificadas na sua estrutura química, como novas substâncias – os produtos.

$$\text{reagentes} \rightarrow \text{produtos}$$

As transformações de reagentes em produtos ocorrem devido à quebra das ligações iniciais, reorganização dos átomos e formação de novas ligações. Esses processos só alteram as eletrosferas dos átomos, conservando os seus núcleos. Logo, em uma reação química, os elementos e as quantidades de átomos deverão permanecer constantes.

Exemplos de transformações químicas

- Queima ou combustão do álcool.
- Decomposição da água pela corrente elétrica (eletrólise).
- Decomposição dos carbonatos pelo calor (pirólise).
- Fotossíntese.
- Digestão dos alimentos.
- Respiração.
- Amadurecimento ou apodrecimento de um fruto.
- Explosão da dinamite.
- Formação do petróleo.
- Enferrujamento de um prego (oxidação).
- Queima do enxofre.
- Apodrecimento de um pedaço de carne quando exposto ao ar.
- Descoramento de uma planta pelos gases poluentes.
- Assar uma pizza.
- Amarelamento de uma folha de livro.
- Dissolução de um comprimido antiácido efervescente em água, etc.

Classificação das reações químicas

Quanto à troca de energia

- Endoenergéticas: Quando absorvem energia.
- Exoenergéticas: Quando liberam energia.

Como, na maioria das vezes, trabalha-se com a energia na forma de calor, serão utilizados os termos endotérmica e exotérmica.

Quanto à rapidez

- Lentas.
- Médias.
- Rápidas.

Quanto à reversibilidade

- Reversíveis: Que ocorrem nos dois sentidos ($R \rightleftharpoons P$).
- Irreversíveis: Que ocorrem praticamente em um só sentido ($R \rightarrow P$).

Quanto à transferência de elétrons

- Reações com transferência de elétrons (oxirredução): Quando varia o número de oxidação de pelo menos dois elementos.
- Reações sem transferência de elétrons.

Quanto ao mecanismo

- Reação de síntese ou de adição: Obtenção de uma única substância a partir de duas ou mais substâncias ($A + B \rightarrow AB$). Pode ser síntese total, quando a substância é obtida por meio de substâncias simples, ou síntese parcial, quando a substância é obtida a partir de, pelo menos, uma substância composta.

  Exemplos:

  $H_2 + C\ell_2 \rightarrow 2HC\ell$ (síntese total)

  $2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$ (síntese parcial)

- Reação de análise ou de decomposição: Quando uma substância é decomposta em outras ($AB \rightarrow A + B$). Pode ser decomposição total, quando a substância se decompõe em substâncias simples, ou decomposição parcial, quando pelo menos um dos produtos é uma substância composta.

  Exemplos:

  $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$ (decomposição total)

  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ (decomposição parcial)

  Determinadas decomposições recebem nomes especiais, como: pirólise ou calcinação (decomposição a partir do aquecimento), eletrólise (decomposição a partir da passagem de corrente elétrica), fotólise (decomposição a partir da incidência de luz), etc.

- Reação de deslocamento, substituição ou simples troca: Quando uma substância simples reage com uma substância composta, deslocando da composta uma outra substância simples ($AB + C \rightarrow CB + A$).

  Exemplo:

  $$Zn + 2HC\ell \rightarrow ZnC\ell_2 + H_2$$

- Reação de dupla-troca ou substituição dupla: Quando duas substâncias compostas reagem, permutando entre si partes de suas constituições (elementos ou radicais), produzindo novas substâncias compostas ($AB + CD \rightarrow AD + CB$).

  Exemplo:

  $$HC\ell + NaOH \rightarrow NaC\ell + H_2O$$

  A reação de neutralização ou de salificação é aquela que ocorre entre uma substância de caráter ácido com uma de caráter básico. Na realidade, nessa reação, ocorre basicamente a reação entre os íons hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+) e os íons hidróxido (OH^-), produzindo água:

  $$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

  Ou, mais simplificadamente:

  $$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

- Reação de combustão ou queima: De acordo com o senso comum, é a reação em cadeia de uma substância (combustível) com o oxigênio (comburente), de modo que haja liberação de energia (luz, calor, etc.).

  Exemplos:

  Combustão da gasolina, do querosene, da madeira, do papel, etc.

EQUAÇÕES QUÍMICAS

Uma equação química é uma representação gráfica, por meio de símbolos, dos aspectos qualitativos e quantitativos de uma reação química.

Em uma equação química, encontramos, no primeiro membro da equação, os reagentes e, no segundo membro, os produtos, além dos coeficientes estequiométricos, números que precedem as fórmulas dos reagentes e dos produtos e que indicam as quantidades proporcionais das substâncias que reagem e que são produzidas.

$$\underset{\text{reagentes}}{aA + bB} \rightarrow \underset{\text{produtos}}{cC + dD}$$

Em que a, b, c e d são os coeficientes estequiométricos, A e B são os reagentes, e C e D são os produtos.

Exemplos:

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + \text{calor}$

$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$

$H_2O_{2(\ell)} \rightarrow H_2O_{(\ell)} + \frac{1}{2}O_{2(g)}$

$Ag^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)} \rightarrow AgC\ell_{(s)}$

Simbologia usada nas equações químicas	
Símbolo	**Significado**
s	sólido
ℓ	líquido
g	gasoso
aq	aquoso
v	vapor
Δ	aquecimento
∇	resfriamento
$\uparrow$	desprendimento de um gás ou vapor
$\downarrow$	precipitação

IDENTIFICAÇÃO DE H_2, O_2 E CO_2

1. Hidrogênio (H_2), gás combustível, é identificado pelo teste da chama: Coloca-se um palito aceso na presença desse gás e observa-se uma pequena explosão. Cuidado! Trabalhe com pequenas quantidades.
2. Oxigênio (O_2), gás comburente, é identificado pelo teste do palito em brasa: Coloca-se um palito em brasa na presença desse gás, e a queima é reanimada (volta da chama).
3. Gás carbônico (CO_2) é identificado pelo teste da água de cal: O gás é borbulhado numa solução com hidróxido de cálcio, $Ca(OH)_2$, e há uma turvação branca da solução pela formação de $CaCO_3$, que é pouco solúvel em água. O teste também é possível com água de bário (barita), $Ba(OH)_2$, com formação de $BaCO_3$, igualmente insolúvel em água.

PROPRIEDADES FUNCIONAIS

Reações características de hidretos metálicos, ácidos, hidróxidos, óxidos ácidos e óxidos básicos.

1	Hidreto metálico + $H_2O \rightarrow$ hidróxido + H_2	
2	Ácido + hidróxido (base) $\rightarrow$ sal + H_2O	
3	Ácido + óxido básico (metálico) $\rightarrow$ sal + H_2O	
4	Ácido + carbonatos $\rightarrow$ sal + CO_2 + H_2O	
5	Ácido + metal $\rightarrow$ sal + H_2 (é necessário que o metal seja mais reativo que o hidrogênio)	
6	Ácido + sal $\rightarrow$ ácido + sal (a reação só ocorrerá se um dos produtos for insolúvel, ou mais volátil, ou menos ionizado que os reagentes)	
7	Hidróxido + ametal $\rightarrow$ sal + H_2O	
8	Hidróxido + óxido ácido (ametálico) $\rightarrow$ sal + H_2O	
9	Óxido básico + $H_2O \rightarrow$ hidróxido	
10	Óxido ácido + $H_2O \rightarrow$ ácido	
11	Óxido ácido + óxido básico $\rightarrow$ sal	
12	Metal (IA ou IIA) + $H_2O \rightarrow$ hidróxido + H_2	
13	Degradação térmica dos oxissais: oxissal $\xrightarrow{\Delta}$ óxido ácido + óxido básico	
14	Desidratação de oxiácidos e hidróxidos	oxiácidos $\xrightarrow{\Delta}$ óxido ácido + H_2O hidróxidos $\xrightarrow{\Delta}$ óxido básico + H_2O
15	Ustulação de sulfetos: sulfeto + $O_2 \xrightarrow{\Delta} SO_2$ + óxido	
16	Óxidos anfóteros apresentam tanto propriedades ácidas como básicas. São formados por Aℓ, Pb, As, Sn, Sb, Zn, Cr, Mn, Fe.	óxido anfótero + ácido $\rightarrow$ sal + H_2O óxido anfótero + hidróxido $\rightarrow$ sal + H_2O
17	Óxido misto + ácido $\rightarrow$ sal_1 + sal_2 + H_2O	
18	Peróxido + $H_2O \rightarrow$ hidróxido + H_2O_2	
19	Peróxido + ácido $\rightarrow$ sal + H_2O_2	
20	Superóxido + $H_2O \rightarrow$ hidróxido + H_2O_2 + O_2	
21	Superóxido + ácido $\rightarrow$ sal + H_2O_2 + O_2	
22	Degradação térmica dos carbonatos: carbonato $\xrightarrow{\Delta}$ óxido + CO_2	

LEITURA COMPLEMENTAR

INDÚSTRIA QUÍMICA: OBTENÇÃO E UTILIZAÇÃO DO ÁCIDO SULFÚRICO, DO ÁCIDO NÍTRICO E DA AMÔNIA

ÁCIDO SULFÚRICO – H_2SO_4

Características

O ácido sulfúrico é uma substância molecular líquida, incolor, oleosa, muito densa (1,84 $g.mL^{-1}$), corrosiva e muito solúvel em água.

Esse ácido é um ácido fixo, ou seja, apresenta baixa volatilidade devido à sua alta temperatura de ebulição, 338 ºC.

O H_2SO_4 é um poderoso agente desidratante. Em contato com a sacarose ($C_{12}H_{22}O_{11}$), origina uma massa espumosa preta formada por $C_{(s)}$:

$$C_{12}H_{22}O_{11(s)} \xrightarrow{H_2SO_4} 12C_{(s)} + 11H_2O_{(g)}$$

Obtenção

O ácido sulfúrico é obtido pelo processo de contato ou catalítico.

A primeira etapa do processo consiste na obtenção de dióxido de enxofre (SO_2) a partir da queima do enxofre (S):

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow SO_{2(g)}$$

Em alguns casos, o enxofre é substituído por sulfetos metálicos pulverizados, como a pirita (FeS_2):

$$4FeS_{2(s)} + 11O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3(s)} + 8SO_{2(g)}$$

A segunda etapa do processo consiste na conversão de dióxido em trióxido de enxofre:

$$SO_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow SO_{3(g)}$$

Essa etapa é lenta e necessita da ação de catalisadores para torná-la economicamente viável. Os principais catalisadores utilizados nesse processo são a platina (Pt) e o pentóxido de divanádio (V_2O_5).

A última etapa do processo consiste na hidratação do trióxido de enxofre:

$$SO_{3(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_2SO_{4(aq)}$$

Para a obtenção do ácido sulfúrico concentrado (98%) ou fumegante, é necessário que exista um excesso de $SO_{3(g)}$ para deslocar a reação reversível anterior no sentido de formação do produto.

Utilização

O ácido sulfúrico pode ser aplicado em quase todos os processos industriais modernos. Por esse motivo, é a substância de maior consumo e produção em escala industrial. O seu consumo indica o desenvolvimento industrial de um país.

As principais aplicações do ácido sulfúrico são:

- Eletrólito e reagente em baterias automotoras de chumbo;
- Catalisador em sínteses orgânicas nas indústrias petroquímica, farmacêutica, têxtil (corantes, tintas e pigmentos) e de polímeros (plásticos);
- Agente desidratante em sínteses orgânicas;
- Produção de ácidos inorgânicos (ácido nítrico e ácido fosfórico);
- Produção de celulose;
- Limpeza de superfícies metálicas (eliminação de óxidos metálicos, denominada decapagem);
- Produção de detergentes;
- Produção de explosivos;
- Refino do petróleo;
- Produção de fertilizantes agrícolas, como os superfosfatos.

Impactos ambientais

A queima do enxofre ou de sulfetos metálicos e suas respectivas impurezas originam particulados sólidos, que, se não forem eliminados por filtros, ficarão em suspensão na atmosfera, contribuindo para provocação ou agravamento de problemas respiratórios.

Se durante o processo de obtenção dos óxidos de enxofre houver escape desses gases para a atmosfera, eles serão convertidos em ácido sulfúrico e contribuirão para o aumento da acidez das chuvas.

ÁCIDO NÍTRICO – HNO_3

Características

O ácido nítrico é uma substância molecular líquida, tóxica, irritante às vias respiratórias, incolor, corrosiva e muito solúvel em água.

Esse é um ácido volátil, devido à sua baixa temperatura de ebulição, 83 ºC.

O HNO_3 é um agente oxidante forte que ataca a maioria dos metais, exceto ouro, platina, ródio e irídio.

A solução aquosa concentrada de ácido nítrico é amarelada, devido à decomposição fotoquímica que origina o NO_2:

$$4HNO_{3(aq)} \xrightarrow{h\upsilon} 4NO_{2(aq)} + 2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

Obtenção

O ácido nítrico é obtido por um processo não elementar de três etapas.

A primeira etapa do processo consiste na combustão da amônia na presença de catalisadores:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4NO_{(g)} + 6H_2O_{(\ell)}$$

A segunda etapa do processo consiste na oxidação do monóxido de nitrogênio, originando o dióxido de nitrogênio:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

A última etapa do processo consiste na hidratação do dióxido de nitrogênio:

$$3NO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons 2HNO_{3(\ell)} + NO_{(g)}$$

Utilização

As principais aplicações do ácido nítrico são:

- Produção de explosivos (TNT, nitroglicerina e nitrocelulose);
- Produção de fertilizantes agrícolas do tipo NPK;
- Produção de compostos orgânicos nas indústrias petroquímica, farmacêutica (drogas) e de polímeros (plásticos).

Impactos ambientais

Se durante o processo de obtenção do dióxido de nitrogênio houver escape desse gás para a atmosfera, ele será convertido em ácido nítrico e contribuirá para o aumento da acidez das chuvas.

O gás NO, resultante do processo de obtenção do ácido nítrico, e o NO_2 catalisam a destruição da camada de ozônio.

O monóxido de nitrogênio também contribui para a formação da névoa fotoquímica, que corresponde a uma massa acinzentada de ar poluído estagnada, geralmente formada em regiões metropolitanas. Nessa névoa, ocorrem reações fotoquímicas, reações químicas causadas pela absorção de fótons da luz solar.

Na troposfera, o $NO_{(g)}$ é rapidamente convertido em $NO_{2(g)}$:

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$$

Ao absorver fótons da luz solar, o $NO_{2(g)}$ sofre dissociação:

$$NO_{2(g)} \xrightarrow{h\upsilon} NO_{(g)} + O_{(g)}$$

O radical livre oxigênio atômico ($O_{(g)}$), instável, pode participar de vários processos atmosféricos; entre eles, o mais importante é a formação de ozônio troposférico:

$$O_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow O_{3(g)}$$

AMÔNIA – NH_3

Características

Também conhecida como gás amoníaco, a amônia é uma substância molecular gasosa, incolor, menos densa do que o ar, corrosiva, tóxica, sufocante e muito solúvel em água (coeficiente de solubilidade = 1 200 L/1 L de H_2O, a 0 ºC e 1 atm).

A amônia é uma base de Brönsted-Lowry que se liquefaz sob alta pressão, a −33,3 ºC.

Obtenção

A amônia é obtida pelo processo Haber-Bosch:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

Nesse processo, o nitrogênio atmosférico e o hidrogênio são combinados diretamente a uma pressão de 20 MPa e à temperatura de 500 ºC, utilizando-se o ferro como catalisador.

Utilização

As principais aplicações da amônia são:

- Matéria-prima para a produção de ácido nítrico;
- Gás de refrigeração;
- Produção de fertilizantes agrícolas do tipo NPK;
- Matéria-prima em sínteses orgânicas nas indústrias farmacêutica, têxtil (corantes) e de polímeros (raiom e náilon).

Impactos ambientais

A amônia possui um elevado poder de biodegradação. As plantas a absorvem (principalmente na forma de sais de amônio) com muita facilidade, sendo um importante fornecedor de nitrogênio para a produção de compostos orgânicos nitrogenados.

Em concentrações muito altas, por exemplo, na água de consumo, pode causar danos graves, já que o amoníaco ($NH_4OH_{(aq)}$) interfere no transporte de oxigênio pela hemoglobina.

Grandes impactos ambientais ocorrem quando há o vazamento desse gás na indústria ou durante o seu transporte.

MINERAÇÃO E METALURGIA

MINERAÇÃO

A litosfera é a principal fonte de metais. Contudo, a maioria desses metais não é encontrada na forma metálica, mas, geralmente, na forma de óxidos e sulfetos. Essas substâncias são denominadas minerais.

Os depósitos de minerais em quantidades economicamente viáveis de exploração são denominados jazidas minerais ou minas. Existem dois tipos de minas: as subterrâneas e as minas a céu aberto.

A mineração consiste em um conjunto de técnicas utilizadas para a extração de minérios das jazidas e sua posterior purificação.

A totalidade das impurezas de um minério é denominada ganga. Os principais componentes da ganga são terra e areia.

Após a extração do minério, se necessário, ele passará por um processo de fragmentação antes da eliminação da ganga.

Os diversos métodos físicos de separação de misturas sólido-sólido são aplicados para maximizar a eliminação da ganga. Essa etapa da mineração é denominada purificação ou concentração.

Impactos ambientais da mineração

Os principais impactos ambientais são a erosão, a subsidência*, o abandono de resíduos tóxicos, a perda de biodiversidade da fauna e da flora e a contaminação de aquíferos e de cursos de água.

Atualmente, as empresas mineradoras são obrigadas a recuperar as zonas afetadas pela exploração de minério, de forma que elas tenham um possível uso futuro.

METALURGIA

Após a purificação dos minérios, é necessário reduzir os minerais a metais na forma metálica. O conjunto de técnicas e reações químicas que permitem tal redução denomina-se metalurgia. Ainda fazem parte da metalurgia o conjunto de técnicas de refinamento ou purificação e a formação de ligas metálicas.

Tipos de metalurgia

Pirometalurgia

Nesse tipo de metalurgia, a redução do minério para a obtenção de metal livre ocorre por meio de reações químicas em altas temperaturas no interior de fornos refratários (altos-fornos).

* *Subsidência: Movimento da terra que forma uma superfície para baixo relativamente a um nível de referência, devido a escavações, formações de grutas e túneis.*

Processos pirometalúrgicos

I. Redução com carvão ou monóxido de carbono

Esse processo é utilizado quando os minérios são óxidos.

$$A\ell_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2A\ell_{(s)} + 3CO_{2(g)}$$

$$Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{(g)}$$

Tanto o carvão quanto o monóxido de carbono são agentes redutores.

Alguns metais encontram-se inicialmente na forma de sais, que, após o aquecimento, sofrem decomposição térmica (pirólise), originando o óxido correspondente, que, posteriormente, será reduzido:

$$PbCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} PbO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$PbO_{(s)} + C_{(s)} \rightarrow Pb_{(s)} + CO_{(g)}$$

Durante o processo de redução, é comum adicionar ao minério substâncias que reajam com a ganga sílica ($SiO_{2(s)}$). Como essa impureza apresenta caráter ácido, deve-se utilizar uma substância de caráter básico. A principal substância utilizada é o carbonato de cálcio, que, ao ser aquecido, sofre decomposição térmica, originando o óxido de cálcio, que, por sua vez, diminui o alto ponto de fusão da sílica (fundente), reagindo com ela:

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$CaO_{(\ell)} + SiO_{2(\ell)} \rightarrow CaSiO_{3(\ell)}$$

O silicato formado, denominado escória, é de fácil separação do metal que está sendo produzido.

II. Ustulação

Esse processo é utilizado quando os minérios são sulfetos. Tais sulfetos, primeiramente, são convertidos em óxidos para, posteriormente, passarem pelo processo de redução com carvão ou monóxido de carbono.

$$2FeS_{2(s)} + \frac{11}{2}O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)} + 4SO_{2(g)}$$

$$Fe_2O_{3(s)} + 3C_{(s)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{(g)}$$

Hidrometalurgia

Nesse tipo de metalurgia, a redução do minério para a obtenção de metal livre ocorre a partir de reações químicas em meio aquoso.

Um exemplo desse processo é a utilização de cianeto de sódio (NaCN) e zinco metálico (Zn) para o aproveitamento do ouro que se apresenta muito pulverizado e misturado à terra e à lama nos leitos de alguns rios.

A primeira etapa consiste na oxidação do ouro:

$$2Au_{(s)} + 4NaCN_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow 2Na[Au(CN)_2]_{(aq)} + 2NaOH_{(aq)}$$

A segunda etapa consiste na redução do ouro:

$$2Na[Au(CN)_2]_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Na_2[Zn(CN)_4]_{(aq)} + 2Au_{(s)}$$

Esse processo é economicamente mais vantajoso do que o processo pirometalúrgico, pois não requer altas temperaturas. Entretanto, ele é mais perigoso, já que o cianeto de sódio é extremamente tóxico. Portanto, é recomendado que seja realizado em locais de alto controle de segurança, como laboratórios.

O uso de mercúrio para a extração do ouro pulverizado também é comumente empregado. O mercúrio líquido é adicionado à mistura de ouro pulverizado, água, terra, lama e outras impurezas. Ele dissolve o ouro, formando uma amálgama líquida, que é facilmente separada da ganga e da água. Para a obtenção do ouro, a amálgama é aquecida e ocorre a vaporização do mercúrio.

Eletrometalurgia

Nesse tipo de metalurgia, a redução do minério para a obtenção de metal livre ocorre por meio de processos de eletrólise ígnea e aquosa.

Impactos ambientais da metalurgia

Nos processos pirometalúrgicos em que o minério se encontra na forma de óxido, há a produção de uma grande quantidade de gás carbônico, o que contribui para o agravamento do efeito estufa. Quando o minério está na forma de sulfeto, a sua ustulação produz dióxido de enxofre ($SO_{2(g)}$), que, no ar, será oxidado a trióxido de enxofre ($SO_{3(g)}$) e, posteriormente, transformado em ácido sulfúrico, contribuindo para a formação da chuva ácida.

Os processos hidrometalúrgicos, se realizados no leito de rios, levarão esses rios à contaminação das águas e dos mananciais com íons cianeto (CN^-), que atuam desativando enzimas que participam da cadeia respiratória dos humanos. A utilização do mercúrio também é muito nociva ao meio ambiente, pois os vapores de mercúrio são oxidados no ar e, posteriormente, metilados nas águas dos rios, poluindo-as e contaminando os peixes.

Os processos eletrometalúrgicos praticamente não oferecem risco ao meio ambiente. Contudo, são processos muito caros e, por isso, utilizados com menor frequência.

OS PRINCIPAIS METAIS E SUAS LIGAS

Devido às suas propriedades metálicas e às suas múltiplas possibilidades de aplicação, o cobre, o ferro e o alumínio são os metais mais importantes desde as sociedades antigas até os dias atuais.

Quadro comparativo das principais propriedades do cobre, do ferro e do alumínio

Propriedade	Cobre (Cu)	Ferro (Fe)	Alumínio (Aℓ)
Temperatura de fusão	1 083 ºC	1 535 ºC	660 ºC
Temperatura de ebulição	2 595 ºC	3 000 ºC	1 800 ºC
Densidade	8,94 $g.mL^{-1}$	7,86 $g.mL^{-1}$	2,7 $g.mL^{-1}$
Cor	Avermelhado	Acinzentado	Prateado
Abundância na crosta terrestre em massa	0,20%	5,63%	8,27%
Minérios	Calcopirita ($CuS.FeS$) Calcosita (Cu_2S) Cuprita (Cu_2O) Malaquita ($CuCO_3.Cu(OH)_2$)	Hematita (Fe_2O_3) Limonita ($Fe_2O_3.2H_2O$) Pirita (FeS_2) Magnetita (Fe_3O_4)	Bauxita ($A\ell_2O_3.2H_2O$)

Cobre

A utilização do cobre é uma das mais antigas. Esse metal é utilizado desde a era conhecida como Idade do Bronze, entre os anos 4000 e 2000 a.C. A sua liga, o bronze, por ser mais resistente que o cobre, possibilitou a fabricação de armas e instrumentos mais rígidos.

Sua metalurgia é de alto custo, pois o percentual de cobre encontrado em seus minérios é baixo. Contribui ainda para o seu alto custo o refino eletrolítico pelo qual o cobre tem de passar, pois este é bom condutor de eletricidade apenas quando apresenta elevado grau de pureza, 99,9% ou maior.

Principais aplicações do cobre

O cobre é aplicado principalmente como material condutor (fios, cabos e circuitos integrados), o que corresponde a aproximadamente 45% do seu consumo anual.

Esse metal também é utilizado na fabricação de

- tubos de refrigeração, condensação e encanamentos;
- eletroímãs;
- motores elétricos;
- interruptores e relés, tubos de vácuo e magnétrons de fornos micro-ondas;
- cunhagem de moedas (com o níquel);
- estátuas;
- panelas.

Contudo, a utilização do cobre em panelas é perigosa, pois, apesar de sua baixa reatividade, em contato com a água, com o oxigênio e com o gás carbônico do ar, ele pode sofrer oxidação lenta e originar uma mistura de óxidos, hidróxidos e carbonatos de cobre denominada azinhavre. O azinhavre é tóxico e esverdeado e pode ser identificado em estátuas de bronze, que, com a ação do tempo, apresentam uma película esverdeada.

O cobre também pode ser empregado na agricultura, na purificação da água e como conservante da madeira.

As principais ligas de cobre

Liga	Composição	Aplicação
Bronze	Cu + Sn (até 10%)	Estátuas, peças de maquinários, medalhas, etc.
Latão	Cu + Zn (até 40%)	Torneiras, tubulações de água quente e fria, etc.
Ouro 18 quilates	Cu (25%) + Au (75%)	Joalheria
Prata 900	Cu (100 partes) + Ag (900 partes)	Joalheria
Alpaca ou prata alemã	Cu + Ni	Moedas, Objetos de decoração, etc.
Bronze de alumínio	Cu + Aℓ	Moedas

Ferro

O ferro é utilizado desde a era conhecida como Idade do Ferro (começou por volta de 1200 a.C.), que é considerada como o último estágio tecnológico e cultural da Pré-História. Aos poucos, as armas e os utensílios feitos de bronze foram substituídos pelos de ferro.

O uso do ferro promoveu grandes mudanças na sociedade. A agricultura se desenvolveu com rapidez por causa dos novos utensílios fabricados. A confecção de armas mais modernas viabilizou a expansão territorial de diversos povos, o que mudou a face da Europa e parte do mundo.

A partir da observação de situações como as das fogueiras do Período Neolítico, os seres humanos descobriram como extrair o ferro de seu minério. O minério de ferro começou a ser aquecido em fornos primitivos (forno de lupa), abaixo do seu ponto de fusão. Com isso, era possível retirar algumas impurezas do minério, já que elas tinham menor ponto de fusão do que a esponja de ferro. Essa esponja de ferro era trabalhada na bigorna para a confecção de ferramentas. Para fabricar um quilo de ferro em barras, eram necessários de dois a dois quilos e meio de minério pulverizado e quatro quilos de carvão vegetal.

INSTITUTO BRASILEIRO DE SIDERURGIA. Disponível em: <http://www.ibs.org.br/siderurgia_historia_mundo3.asp>. Acesso em: 17 ago. 2009.

Devido à grande importância do ferro para a história da humanidade, a sua metalurgia recebe a denominação especial de siderurgia.

Atualmente, o processo de produção das ligas de ferro geralmente se inicia com a produção do ferro-gusa a partir de seu principal minério, Fe_2O_3, nos altos-fornos. Esse minério é misturado com coque (C) e calcário, formando um material denominado carga. Essa carga é aquecida, e o coque é transformado em monóxido de carbono (CO) e em dióxido de carbono (CO_2):

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$$

$$CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightarrow 2CO_{(g)}$$

$$C_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow CO_{(g)}$$

O monóxido de carbono obtido pela queima do coque e pela redução do dióxido de carbono é utilizado na redução do ferro:

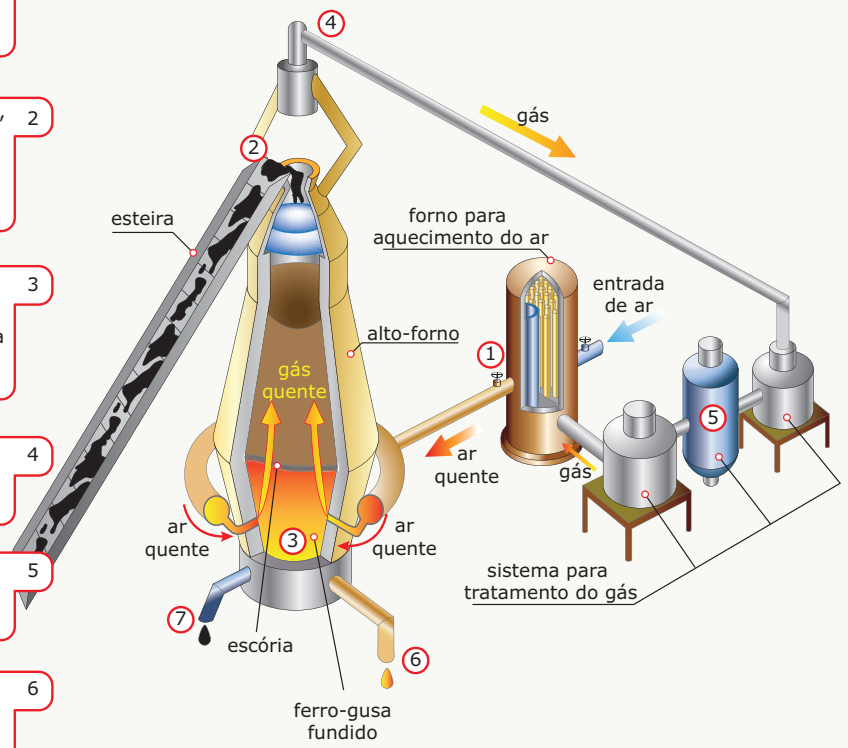
$$Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightarrow 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$$

Parte do dióxido de carbono é reduzida a monóxido de carbono e volta para o ciclo de produção do ferro. Contudo, uma parte do gás é liberada para a atmosfera, contribuindo para o agravamento do efeito estufa.

O monóxido de carbono que não é aproveitado no processo de redução do ferro também é lançado na atmosfera. Esse gás é tóxico, pois forma com a hemoglobina do sangue o complexo estável carboxi-hemoglobina, impossibilitando-a de levar oxigênio para as células.

O esquema a seguir representa o processo de siderurgia:

1. Os queimadores aquecem o ar que é injetado no alto-forno para fornecer o gás oxigênio.
2. O minério de ferro, $Fe_2O_{3(s)}$, o carvão coque, $C_{(s)}$, e o calcário, $CaCO_{3(s)}$, são despejados no topo do alto-forno continuamente.
3. As matérias-primas sofrem fusão, permanecendo no fundo do alto-forno, onde a temperatura é mais elevada.
4. O gás drenado do alto-forno é canalizado para tratamento.
5. Após ser tratado, o gás é utilizado nos queimadores para aquecer o ar injetado.
6. O ferro-gusa fundido é drenado do alto-forno e transportado para outras partes da usina, onde será transformado em aço.
7. A escória fica sobre o ferro-gusa fundido e é drenada após o ferro.



O carbonato de cálcio é utilizado como fundente para a produção da escória, que será descartada ao final do processo.

Principais aplicações do ferro

O ferro puro praticamente não apresenta aplicações diretas. Sua maior aplicação se dá na forma de suas ligas metálicas.

Principais ligas de ferro

As ligas do ferro apresentam variados percentuais de carbono e recebem a denominação de aço.

Os principais tipos de aço

Liga	Composição	Aplicação
Ferro-gusa	Fe + C (2-5%) + impurezas (Mn, Si, P)	Material quebradiço e sem grande uso direto. Utilizado para produzir ferro fundido e aço, ao se extrair o carbono em excesso.
Ferro fundido	Fe + C (2-5%) + impurezas (em menor quantidade que o ferro-gusa)	Fabricação de equipamentos para a moagem de minérios, pás de escavadeiras.
Aço comum ou aço carbono	Fe + C (0,2-1%) + impurezas (baixa quantidade)	Chapas para a fabricação de automóveis, fogões, geladeiras e para a construção civil; fios, arames, cabos e vergalhões para a construção civil.
Ferro doce ou aço doce	Fe + C (menos de 0,2%)	Isolamento magnético e fabricação de aparelhos de medição, como o frequencímetro.
Aço inoxidável	Fe + C + Cr + Ni	Utensílios domésticos (talheres, baixelas, etc.), instrumentos cirúrgicos, facas de corte.
Aço para a fabricação de ímãs	Fe + C + Aℓ + Ni + Co	Fabricação de ímãs.
Aço para a fabricação de ferramentas de corte	Fe + C + W + Mo	Fabricação de ferramentas de corte.
Aço para a fabricação de trilhos	Fe + C + Mn	Fabricação de trilhos de ferrovias.

As principais características físicas do aço dependem do teor de carbono e do tratamento térmico que a liga recebe.

Quanto menor o percentual de carbono, mais dúctil e maleável é o aço. O aumento do percentual de carbono aumenta a dureza* e a tenacidade do aço.

O tratamento térmico modifica as propriedades do aço, pois altera a sua estrutura cristalina. Existem dois tipos de tratamentos térmicos: a têmpera e o recozimento.

A têmpera consiste no aquecimento rápido seguido de resfriamento rápido. Esse tratamento transforma o aço em um material mais duro e quebradiço.

O recozimento consiste no aquecimento lento seguido de resfriamento lento. Esse tratamento transforma o aço em um material mais elástico e menos duro.

O aço é hoje o produto mais reciclável e mais reciclado do mundo. Quando findam sua vida útil, produtos como carros, geladeiras, fogões, latas, barras e arames tornam-se sucatas, que alimentam os fornos das usinas, produzindo novamente aço com a mesma qualidade.

INSTITUTO BRASILEIRO DE SIDERURGIA. Disponível em:

<http://www.ibs.org.br/siderurgia_historia_mundo3.asp>.

Acesso em: 17 ago. 2009.

** Dureza: Resistência que os corpos apresentam à penetração ou à perda de massa por atrito.*

Alumínio

O alumínio é o elemento metálico mais abundante da crosta terrestre. Sua leveza, condutividade elétrica, resistência à corrosão e baixo ponto de fusão lhe conferem uma multiplicidade de aplicações.

A metalurgia do alumínio inicia-se pela purificação do seu minério, a bauxita ($A\ell_2O_3.2H_2O$):

$$A\ell_2O_3.2H_2O_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} \rightarrow 2NaA\ell O_{2(s)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

$$NaA\ell O_{2(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow A\ell(OH)_{3(s)} + NaOH_{(aq)}$$

$$2A\ell(OH)_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} A\ell_2O_{3(s)} + 3H_2O_{(\ell)}$$

A obtenção do alumínio na forma livre apresenta alto custo, pois ele é obtido por eletrometalurgia do tipo eletrólise ígnea, ou seja, nesse processo, existe um grande gasto de energia térmica para fundir o óxido de alumínio (2 015 ºC) e de energia elétrica para a redução do alumínio.

Para diminuir a temperatura de fusão do óxido de alumínio para 700 ºC, utiliza-se o fundente criolita ($Na_3A\ell F_6$), reduzindo, assim, o custo de produção desse metal.

Em função desse alto custo de produção, atualmente, a reciclagem do alumínio, por refusão, ganha grande destaque.

Principais aplicações do alumínio

A aplicação do alumíno excede a aplicação de qualquer outro metal, exceto a do ferro. O alumínio é um material importante em múltiplas atividades econômicas.

As principais aplicações do alumínio são:

- Meios de transporte: Como elementos estruturais em aviões, barcos, automóveis, tanques, blindagens e outros;
- Embalagens: Papel de alumínio, latas, *tetrabriks* e outras;
- Construção civil: Janelas, portas, esquadrias, grades e outros;
- Bens de uso: Utensílios domésticos, ferramentas e outros;
- Transmissão elétrica: Ainda que a condutibilidade elétrica do alumínio seja 60% menor que a do cobre, o seu uso em redes de transmissão elétricas é compensado pelo seu menor custo e sua menor densidade, permitindo maior distância entre as torres de transmissão;
- Como recipientes criogênicos até –200 ºC e, no sentido oposto, para a fabricação de caldeiras.

Principais ligas de alumínio

Liga	Composição	Aplicação
Bronze de alumínio	Cu + $A\ell$	Moedas
Magnálio	$A\ell$ + Mg (6-80%)	Estruturas de embarcações, estruturas de aeronaves e fogos de artifício.
Duralumínio	$A\ell$ + Cu (0,45-1,5%) + Mg (0,45-1,5%)	Indústria aeronáutica e indústria automobilística

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) Reações químicas são fenômenos em que, necessariamente, ocorrem mudanças

A) de cor.
B) de estado físico.
C) na condutibilidade elétrica.
D) na massa.
E) na natureza das substâncias.

02. (UFMG) Considere as equações a seguir:

I. $H_2 + C\ell_2 \rightarrow 2HC\ell$
II. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
III. $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$
IV. $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

As quatro equações representam, nessa ordem, reações de

A) síntese, simples troca, dupla-troca e decomposição.
B) decomposição, síntese, dupla-troca e simples troca.
C) síntese, decomposição, dupla-troca e simples troca.
D) decomposição, simples troca, dupla-troca e síntese.
E) síntese, dupla-troca, simples troca e decomposição.

03. (UEL-PR) Em uma bancada de laboratório, encontram-se 4 frascos, numerados de 1 a 4. Cada um deles contém apenas uma das quatro soluções aquosas das seguintes substâncias: nitrato de prata ($AgNO_3$), cloreto férrico ($FeC\ell_3$), carbonato de sódio (Na_2CO_3) e ácido clorídrico ($HC\ell$), não necessariamente na ordem apresentada. Um estudante, com o objetivo de descobrir o conteúdo de cada frasco, realizou alguns experimentos no laboratório de química, à temperatura ambiente, e verificou que

I. a substância contida no frasco 1 reagiu com a substância contida no frasco 4, produzindo efervescência.

II. a substância contida no frasco 1 não reagiu com a substância contida no frasco 3.

Com base nos dois experimentos realizados, é **CORRETO** afirmar que os frascos 1, 2, 3 e 4 contêm, respectivamente, soluções aquosas de

A) ácido clorídrico, nitrato de prata, cloreto férrico e carbonato de sódio.

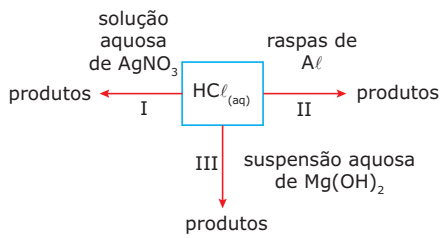
B) cloreto férrico, ácido clorídrico, nitrato de prata e carbonato de sódio.

C) ácido clorídrico, cloreto férrico, nitrato de prata e carbonato de sódio.

D) ácido clorídrico, nitrato de prata, carbonato de sódio e cloreto férrico.

E) carbonato de sódio, cloreto férrico, nitrato de prata e ácido clorídrico.

04. (FUVEST-SP) Ácido clorídrico pode reagir com diversos materiais, formando diferentes produtos, como mostrado no esquema a seguir:



Os seguintes sinais evidentes de transformações químicas: liberação de gás, desaparecimento parcial ou total de sólido e formação de sólido são observáveis, respectivamente, em

A) I, II e III.

B) II, I e III.

C) II, III e I.

D) III, I e II.

E) III, II e I.

05. (UFMG) As equações a seguir representam reações entre ácidos, bases, óxidos e sais. Qual delas **NÃO** deve ocorrer?

A) $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$

B) $SO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$

C) $Mg(OH)_2 + Na_2O \rightarrow Na_2MgO_2 + H_2O$

D) $NaC\ell + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + HC\ell$

E) $N_2O_5 + K_2O \rightarrow 2KNO_3$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFMG) Todos os fenômenos descritos são exemplos de reações químicas, **EXCETO**

A) dissolução de um comprimido efervescente.

B) eletrólise da água.

C) enferrujamento de um prego exposto ao ar.

D) fusão de parafina.

E) queima de uma vela.

02. (UFU-MG) Todas as alternativas a seguir são observações indicativas de que está ocorrendo uma reação química, **EXCETO**

A) Liberação de gás quando é feita eletrólise de solução aquosa de cloreto de sódio.

B) Liberação de gás quando um pedaço de giz é colocado em solução de ácido clorídrico.

C) Liberação de gás quando uma bateria de carro é recarregada.

D) Liberação de gás quando um pedaço de sódio metálico é colocado em metanol.

E) Liberação de gás quando um copo de cerveja é agitado.

03. (UFMG) Gasolina e ar são misturados no carburador e introduzidos no motor de automóveis. Sob a ação de uma descarga elétrica, ocorre uma explosão.

Em relação a essa reação, todas as alternativas estão corretas, **EXCETO**

A) É endotérmica.

B) É rápida.

C) É uma combustão.

D) Ocorre com conservação da massa.

E) Produz novas substâncias químicas.

04. (UFMG) Uma solução de iodeto de potássio reage com uma solução de nitrato de chumbo (II), segundo a equação:

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

A ocorrência dessa reação, em laboratório, é evidenciada por

A) alteração do número de fases.
B) aumento de massa.
C) desprendimento de gás.
D) diminuição de carga elétrica.
E) redução de volume.

05. (PUC Rio) A formação de ferrugem (Fe_2O_3) nos automóveis é uma reação de

A) neutralização.
B) dupla-troca.
C) oxirredução.
D) combustão.
E) entalpia positiva.

06. (UFPE) Três recipientes A, B e C contêm os gases O_2, H_2 e CO_2. Introduzindo um palito de fósforo aceso em cada recipiente, observa-se que: no recipiente A, a chama imediatamente se apaga; no recipiente B, a chama se torna mais brilhante; e no recipiente C, ocorre uma pequena explosão. De acordo com esses dados, podemos concluir que os recipientes A, B e C contêm, respectivamente,

A) H_2, O_2 e CO_2.
B) CO_2, H_2 e O_2.
C) H_2, CO_2 e O_2.
D) CO_2, O_2 e H_2.
E) O_2, H_2 e CO_2.

07. (UFV-MG) Considere a sequência de reações:

$S + O_2 \rightarrow$ composto (1)

composto (1) + $H_2O \rightarrow$ composto (2)

$Ca + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow$ composto (3)

composto (3) + $H_2O \rightarrow$ composto (4)

composto (2) + composto (4) $\rightarrow$ composto (5) + $2H_2O$

Os compostos 1, 2, 3, 4 e 5 são, respectivamente, exemplos das funções:

	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)
A)	Sal	Óxido básico	Sal	Óxido ácido	Hidróxido
B)	Óxido básico	Hidróxido	Hidróxido	Sal	Ácido
C)	Hidróxido	Sal	Óxido ácido	Ácido	Óxido básico
D)	Óxido ácido	Ácido	Óxido básico	Hidróxido	Sal
E)	Sal	Hidróxido	Óxido ácido	Óxido básico	Óxido ácido

08. (ITA-SP) Uma solução aquosa de hidróxido de potássio foi integralmente neutralizada por dióxido de enxofre. A equação química que representa a reação observada é

A) $KOH + SO_2 \rightarrow KHSO_3$.
B) $KOH + SO_3 \rightarrow KHSO_4$.
C) $2KOH + SO_2 \rightarrow K_2SO_4 + H_2$.
D) $2KOH + SO_2 \rightarrow K_2SO_3 + H_2O$.
E) $2KOH + SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$.

09. (UNESP) O "gasolixo", um combustível alternativo obtido pela fermentação anaeróbica do lixo, é composto aproximadamente por 65% de CH_4, 30% de CO_2 e 5% de uma mistura de H_2S, H_2 e traços de outros gases. Para melhorar o rendimento do "gasolixo" e diminuir a poluição provocada por sua queima, é necessário remover CO_2 e H_2S. Isso pode ser feito convenientemente borbulhando-se o "gasolixo" em

A) água pura.
B) solução concentrada de NaCℓ.
C) solução concentrada de H_2SO_4.
D) solução concentrada de SO_2.
E) solução concentrada de NaOH.

10. (UFMG) Na cozinha de uma casa, foram feitos quatro experimentos para descobrir-se em que condições uma esponja de lã de aço se oxidava mais rapidamente. Na tabela a seguir, estão descritas as condições em que os experimentos foram realizados e quais deles resultaram em oxidação do ferro metálico.

Experimento	Condições	Oxidação da esponja
I	Esponja seca, em contato com o ar seco	Não
II	Esponja úmida, em contato com o ar seco	Sim
III	Esponja parcialmente mergulhada em água	Sim
IV	Esponja completamente mergulhada em água fervida	Não

A primeira etapa da oxidação do ferro metálico é a conversão de $Fe_{(s)}$ em Fe (II).

Considerando-se os experimentos descritos e seus resultados, é **CORRETO** afirmar que a equação que, mais provavelmente, representa essa primeira etapa é

A) $Fe_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightarrow FeO_{(s)}$.
B) $Fe_{(s)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow FeO_{(s)} + H_{2(g)}$.
C) $Fe_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Fe(OH)_{2(s)}$.
D) $Fe_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow Fe(OH)_{2(s)} + H_{2(g)}$.

11. (UERJ) Em dois tubos de ensaio contendo água destilada, são dissolvidas quantidades significativas de óxido de enxofre (IV), no tubo 1, e de óxido de sódio, no tubo 2.

Após a dissolução, as soluções contidas em cada tubo apresentam, respectivamente, o seguinte caráter:

A) ácido e ácido
B) ácido e básico
C) básico e ácido
D) básico e básico

12. (UFSCar-SP) Para identificar dois gases incolores, I e II, contidos em frascos separados, um aluno, sob a orientação do professor, reagiu cada gás, separadamente, com gás oxigênio, produzindo em cada caso um outro gás, que foi borbulhado em água destilada. O gás I produziu um gás castanho e uma solução fortemente ácida, enquanto o gás II produziu um gás incolor e uma solução fracamente ácida. A partir desses resultados, o aluno identificou **CORRETAMENTE** os gases I e II como sendo, respectivamente,

A) CO e SO_2.
B) NO_2 e SO_2.
C) NO e CO.
D) NO_2 e CO.
E) SO_2 e NO.

13. (ITA-SP) Um pedaço de magnésio é jogado em uma solução diluída de ácido clorídrico; observa-se a dissolução do metal e o desprendimento de um gás. O gás que se desprende é o

A) hidrogênio.
B) cloro.
C) cloreto de hidrogênio.
D) cloreto de magnésio.

14. (ITA-SP) Qual dos sólidos a seguir, quando posto em contato com a água, forma um ácido?

A) Na_2O
B) $A\ell_2O_3$
C) P_2O_5
D) MgO
E) ZnO

15. (Mackenzie-SP) Na reação entre zinco e ácido clorídrico, há a formação de um gás altamente inflamável. Esse gás é o

A) gás oxigênio.
B) gás carbônico.
C) gás hidrogênio.
D) gás cloro.
E) monóxido de carbono.

16. (UFJF-MG–2010) A utilização do vidro pela humanidade é bem antiga, e acredita-se que o mesmo já era conhecido desde 2500 a.C. pelos egípcios. Atualmente, o vidro é produzido pela reação representada a seguir entre areia (SiO_2), barrilha (Na_2CO_3) e calcário ($CaCO_3$) a elevadas temperaturas (1 500 ºC).

$$Na_2CO_{3(s)} + CaCO_{3(s)} + SiO_{2(s)} \rightarrow \underbrace{(Na_2O)(CaO)(SiO_2)_{(s)}}_{\text{vidro}} + 2CO_{2(g)}$$

Com base nas informações apresentadas, é **CORRETO** afirmar que

A) o produto formado entre o gás liberado na produção do vidro e a água é uma base.
B) a reação entre a barrilha e o ácido clorídrico é uma reação de neutralização.
C) a reação entre o calcário e o ácido sulfúrico libera o gás oxigênio (O_2).
D) a produção do vidro não envolve substâncias poluentes.
E) com o aquecimento, o calcário decompõe-se em $CaO_{(s)}$ e $CO_{2(g)}$.

17. (UFMG) Relacionam-se a seguir algumas evidências da reação violenta entre potássio metálico e água.

I. Formam-se bolhas de gás inflamável na superfície do metal.
II . Observa-se chama junto ao metal.
III. Resta uma solução incolor após todo o metal ter reagido.
IV. O teste com um indicador revela que a solução resultante é básica.
V. A solução resultante é boa condutora de eletricidade.

Com relação à reação e suas evidências, pode-se afirmar que

A) a condutividade elétrica da solução indica a presença de íons.
B) a reação é endotérmica.
C) o pH da solução resultante é menor que sete.
D) um dos produtos da reação é oxigênio.

18. (UFMG) Quando uma pequena vela acesa, fixada no fundo de um prato contendo água de cal, é coberta com um copo, os seguintes fenômenos são observados:

I. A chama da vela se extingue após algum tempo.
II. A água de cal fica turva.
III. A água de cal sobe no interior do copo.

Em relação a esses fenômenos, todas as alternativas estão corretas, **EXCETO**

A) A combustão da vela produz gás carbônico e vapor de água.

B) O gás produzido na combustão extingue a chama da vela.

C) O gás produzido na combustão reage com a água de cal, turvando-a.

D) A presença de algum gás impede que a água de cal preencha todo o copo.

E) A diferença de pressão faz a água de cal subir no interior do copo.

19. (UFMG) Na composição relatada de um determinado xampu, encontram-se, entre outras substâncias, cloreto de sódio, hidróxido de sódio, ácido clorídrico e um carboxilato de sódio (sal derivado de um ácido carboxílico).

A composição efetiva do xampu não pode corresponder à composição relatada porque iriam reagir entre si

A) carboxilato de sódio e cloreto de sódio.

B) cloreto de sódio e ácido clorídrico.

C) cloreto de sódio e hidróxido de sódio.

D) hidróxido de sódio e ácido clorídrico.

20. (Mackenzie-SP) Na reação do ácido fosfórico (H_3PO_4) com nitrato de prata ($AgNO_3$), formam-se um sal e um ácido, cujas fórmulas **CORRETAS** são, respectivamente,

A) $AgPO_4$ e $H(NO_3)_4$.

B) Ag_3PO_4 e $H(NO_3)_3$.

C) $AgPO_4$ e H_3NO_3.

D) Ag_3PO_4 e HNO_3.

E) $Ag(PO_4)_3$ e HNO_3.

21. (UFV-MG) Um estudante abre, simultaneamente, um frasco contendo solução aquosa de ácido clorídrico ($HC\ell$) concentrado (36% m/m) e um frasco de solução aquosa de hidróxido de amônio (NH_4OH) concentrada (30% m/m). Ao aproximá-los, o estudante irá observar a formação de uma "fumaça" de coloração branca, que contém o sal

A) nitrato de amônio.

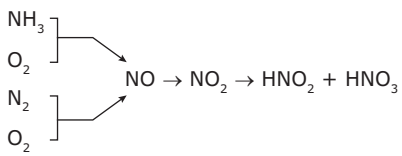
B) perclorato de amônio.

C) cloreto de amônio.

D) cloreto de sódio.

E) hipoclorito de amônio.

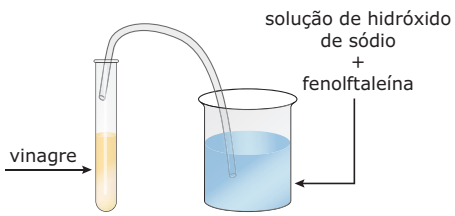
22. (UFRJ) O ácido nítrico é um produto industrial de grande importância. Ele é fundamental para a indústria de explosivos (trinitrotolueno – TNT), para a indústria de fertilizantes (nitratos) e em muitas outras aplicações. O esquema a seguir representa o processo de obtenção do ácido nítrico a partir do nitrogênio e do amoníaco.



A) Observe a reação da amônia com o oxigênio. Além do NO, um outro composto, que não está representado no esquema, é produzido. **APRESENTE** a equação dessa reação.

B) **ESCREVA** a equação da reação de neutralização do ácido nítrico com o hidróxido de bário.

23. (UFMG) Na figura, está representado um tubo de ensaio, que contém vinagre, ligado, por uma mangueira, a um béquer, que contém uma solução diluída de hidróxido de sódio, à qual foram adicionadas gotas do indicador fenolftaleína, o que resultou numa solução de cor rosa.



Após a adição de bicarbonato de sódio sólido, $NaHCO_{3(s)}$, ao tubo de ensaio, observou-se que,

- no líquido contido no tubo de ensaio, se formaram bolhas de um gás, que se transferiu para o béquer;
- progressivamente, a solução contida no béquer se descoloriu, até se tornar incolor.

Todas as alternativas apresentam conclusões compatíveis com essas observações, **EXCETO**

A) A cor rosa da solução do béquer indica que ela está básica.

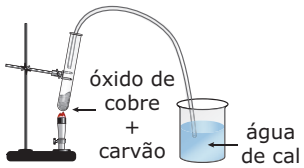
B) A descoloração da solução do béquer é causada pelo vinagre.

C) A descoloração da solução do béquer indica um abaixamento do pH do meio.

D) As bolhas formadas no tubo de ensaio são de gás carbônico.

24. (UFMG) A figura mostra um experimento para a conversão, em escala laboratorial, de óxido de cobre (II), CuO, em cobre.

O tubo de ensaio contém uma mistura de óxido de cobre e carvão, dois componentes pretos, anteriormente triturados, juntos, até se reduzirem a pó.



Uma mangueira que penetra no interior do tubo de ensaio tem sua outra extremidade mergulhada em uma solução de água de cal, contida num béquer.

Após o aquecimento da mistura, durante alguns minutos, em um bico de gás, são feitas as seguintes observações:

- Forma-se um resíduo avermelhado no tubo de ensaio.
- A cor desse resíduo permanece depois do resfriamento do tubo de ensaio.
- Formam-se bolhas na ponta da mangueira dentro do béquer, durante o aquecimento.
- Ocorre uma turvação na água de cal.

Com relação a esse experimento, é **INCORRETO** afirmar que

A) a coloração vermelha indica a formação de cobre metálico.
B) a reação que ocorre no tubo de ensaio é catalisada pelo carvão.
C) a turvação da água de cal revela a formação de $CaCO_{3(s)}$.
D) as bolhas indicam a entrada de gás no béquer.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2003) Produtos de limpeza, indevidamente guardados ou manipulados, estão entre as principais causas de acidentes domésticos. Leia o relato de uma pessoa que perdeu o olfato por ter misturado água sanitária, amoníaco e sabão em pó para limpar um banheiro:

A mistura ferveu e começou a sair uma fumaça asfixiante. Não conseguia respirar e meus olhos, nariz e garganta começaram a arder de maneira insurportável. Saí correndo à procura de uma janela aberta para poder voltar a respirar.

O trecho sublinhado poderia ser reescrito, em liguagem científica, da seguinte forma:

A) As substâncias químicas presentes nos produtos de limpeza evaporaram.
B) Com a mistura química, houve produção de uma solução aquosa asfixiante.
C) As substâncias sofreram transformações pelo contato com o oxigênio do ar.
D) Com a mistura, houve transformação química que produziu rapidamente gases tóxicos.
E) Com a mistura, houve transformação química, evidenciada pela dissolução de um sólido.

GABARITO

Fixação

01. E
02. A
03. A
04. C
05. C

Propostos

01. D
02. E
03. A
04. A
05. C
06. D
07. D
08. D
09. E
10. C
11. B
12. C
13. A
14. C
15. C
16. E
17. A
18. B
19. D
20. D
21. C
22. A) $4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 4NO + 6H_2O$
    B) $Ba(OH)_2 + 2HNO_3 \rightarrow Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$
23. B
24. B

Seção Enem

01. D

QUÍMICA

Reações inorgânicas II

MÓDULO 19 FRENTE C

Uma reação química é representada por meio de uma equação. Balancear uma equação é igualar as quantidades totais de átomos de cada elemento do membro dos reagentes com as quantidades totais de átomos de cada elemento do membro dos produtos.

Antes de estudar o balanceamento das equações, vamos recordar dois conceitos básicos:

Índice

É o número escrito à direita e abaixo do símbolo do elemento. Ele indica o número de átomos do elemento em uma espécie química.

Coeficiente

É o número colocado na frente da fórmula que indica a proporção do número de espécies químicas (ou mol de espécies químicas) que participam da reação. O coeficiente multiplica as quantidades de átomos na fórmula.

4 átomos de hidrogênio e 2 átomos de oxigênio

BALANCEAMENTO DE EQUAÇÕES

Método por tentativas

Regras

1ª Raciocinar com número de átomos do elemento que aparece apenas uma vez em cada membro.

2ª Balancear o elemento de maiores índices, transferindo o índice de um membro para outro como coeficiente.

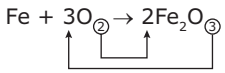
3ª Escolher outro elemento e adotar o mesmo procedimento.

4ª Conferir o número de átomos de cada elemento nos dois membros da equação.

Exemplo:

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$$

Adotando a 1ª e a 2ª regra, temos:



Adotando a 3ª e a 4ª regra, temos:

$$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$$

Método algébrico

Aplica-se a qualquer tipo de equação, apesar de ser pouco utilizado.

Segundo esse método, atribuímos coeficientes literais às substâncias que aparecem na equação, coeficientes estes que constituem as incógnitas. Aplicando-se a Lei de Lavoisier e comparando-se os elementos membro a membro, estabelece-se um sistema de equações de 1° grau. Atribuindo-se um valor arbitrário a uma das incógnitas, é possível resolver o sistema, conhecendo dessa maneira o valor das demais. Substituindo-se, na equação, cada incógnita pelo seu valor, tem-se a equação ajustada.

Exemplo:

$$(NH_4)_2SO_4 \rightarrow N_2 + NH_3 + H_2O + SO_2$$

$$x(NH_4)_2SO_4 \rightarrow yN_2 + zNH_3 + wH_2O + tSO_2$$

N: $2x = 2y + z$

H: $8x = 3z + 2w$

S: $x = t$

O: $4x = w + 2t$

Se x = 1, os outros valores podem ser determinados, logo:

$$t = 1;\ w = 2;\ z = 4/3 \text{ e } y = 1/3$$

Eliminando-se os denominadores, tem-se:

$$x = 3;\ t = 3;\ w = 6;\ z = 4 \text{ e } y = 1$$

A equação ajustada é:

$$3(NH_4)_2SO_4 \rightarrow N_2 + 4NH_3 + 6H_2O + 3SO_2$$

Método por oxirredução

O princípio básico utilizado para efetuar o processo de balanceamento por oxirredução é:

> Numa reação de oxirredução, o número de elétrons cedidos é igual ao número de elétrons recebidos.

Regras

1ª Identificar os elementos que sofrem oxidação e redução com os NOx em ambos os membros.

2ª Calcular a variação do NOx do oxidante e do redutor (Δ).

Δ = (variação do NOx do elemento) x (n° de átomos do elemento na espécie química)

3ª Estabelecer os coeficientes:

Para estabelecermos os coeficientes, fazemos uma inversão dos Δ de oxidante e redutores.

$$\text{coeficiente}_{oxi} \quad \Delta_{oxi}$$
$$\text{coeficiente}_{red} \quad \Delta_{red}$$

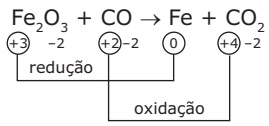
4ª Os coeficientes das outras substâncias que participam da reação, mas que não sofrem oxirredução, serão obtidos por tentativas.

Exemplo 1:

$$Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$$

1. Identificando oxidante e redutor:

Calculando os NOx, temos:



Redução ⇒ ganho de $3e^-$ por átomo de ferro.

Oxidação ⇒ perda de $2e^-$ por átomo de carbono.

2. Calculando Δ:

Oxidante: Fe_2O_3 Redutor: CO

$\Delta_{oxi} = 3 \cdot 2 = 6$ $\Delta_{red} = 2 \cdot 1 = 2$

Como os Δ formam múltiplos de 2, podemos simplificá-los por 2.

3. Invertendo Δ:

Coeficiente do oxidante (Fe_2O_3): 1

Coeficiente do redutor (CO): 3

Logo,

$$1Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow Fe + CO_2$$

4. Terminando o balanceamento, por tentativas:

$$1Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

Depois da equação balanceada, podemos verificar que o número de elétrons cedidos pelo redutor é igual ao número de elétrons recebidos pelo oxidante.

Veja:

- Cada Fe recebeu $3e^-$; como são 2Fe = $6e^-$ recebidos.
- Cada C perdeu $2e^-$; como são 3C = $6e^-$ perdidos.

Como trata-se de um processo prático, é conveniente acompanhar a resolução de alguns modelos que procuram demonstrar todos os casos possíveis de balanceamentos por oxirredução.

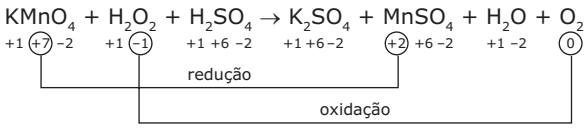
Exemplo 2:

Modelo em que a água oxigenada está presente.

$$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + O_2$$

1. Identificando oxidante e redutor:

Calculando os NOx, temos:



Redução ⇒ ganho de $5e^-$ por átomo de manganês.

Oxidação ⇒ perda de $1e^-$ por átomo de oxigênio.

2. Calculando Δ:

Oxidante: $KMnO_4$ $\Delta_{oxi} = 5 \cdot 1 = 5$

Redutor: H_2O_2 $\Delta_{red} = 1 \cdot 2 = 2$

3. Invertendo Δ:

Coeficiente do oxidante ($KMnO_4$): 2

Coeficiente do redutor (H_2O_2): 5

Logo,

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O + O_2$$

4. Terminando o balanceamento, por tentativas:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2$$

Observe que, nessa equação, o número de elétrons tranferidos é igual a 10.

Exemplo 3:

Modelo de auto-oxirredução.

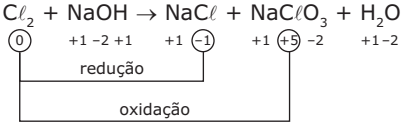
Denominamos auto-oxirredução quando um mesmo elemento sofre oxidação e redução. Nesse caso, os cálculos só podem ser feitos no membro da equação que possui as substâncias que contêm o elemento que sofre oxirredução.

Tomemos como exemplo:

$$C\ell_2 + NaOH \rightarrow NaC\ell + NaC\ell O_3 + H_2O$$

1. Identificando oxidante e redutor:

Calculando os NOx, temos:



Redução ⇒ ganho de $1e^-$ por átomo de cloro.

Oxidação ⇒ perda de $5e^-$ por átomo de cloro.

2. Calculando Δ:

Como vimos, nesse caso, os cálculos só podem ser feitos no 2° membro da equação.

$NaC\ell$ $\quad \Delta_{oxi} = 1 \cdot 1 = 1$

$NaC\ell O_3$ $\quad \Delta_{red} = 5 \cdot 1 = 5$

3. Invertendo Δ:

Coeficiente do $NaC\ell$: 5
Coeficiente do $NaC\ell O_3$: 1

Logo,

$$C\ell_2 + NaOH \rightarrow 5NaC\ell + 1NaC\ell O_3 + H_2O$$

4. Terminando o balanceamento, por tentativas:

$$3C\ell_2 + 6NaOH \rightarrow 5NaC\ell + NaC\ell O_3 + 3H_2O$$

Nessa equação, o número de elétrons transferidos é igual a 5.

Exemplo 4:

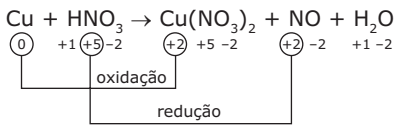
Modelo com um elemento ou grupamento que se repete.

$$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

Note que o grupamento NO_3 se repete no 2° membro. Toda vez que isso ocorrer, haverá uma repetição do NOx de cada elemento.

1. Identificando oxidante e redutor:

Calculando os NOx, temos:



Redução ⇒ ganho de $3e^-$ por átomo de nitrogênio.

Oxidação ⇒ perda de $2e^-$ por átomo de cobre.

2. Calculando Δ:

Como o nitrogênio encontra-se com o NOx repetido nas substâncias HNO_3 e $Cu(NO_3)_2$, calcularemos o Δ para o NO.

Cu $\quad \Delta_{oxi} = 2 \cdot 1 = 2$

NO $\quad \Delta_{red} = 3 \cdot 1 = 3$

3. Invertendo Δ:

Coeficiente do Cu: 3
Coeficiente do NO: 2

Logo,

$$3Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$$

4. Terminando o balanceamento, por tentativas:

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

Nessa equação, o número de elétrons transferidos é igual a 6.

Exemplo 5:

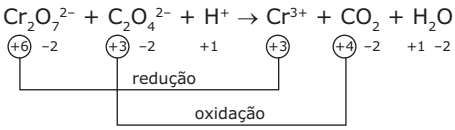
Modelo de equação iônica.

$$Cr_2O_7^{2-} + C_2O_4^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + CO_2 + H_2O$$

Em uma equação iônica, não só o número de elétrons recebidos e perdidos é igual, mas também a carga total do 1º membro em relação ao 2º membro.

1. Identificando oxidantes e redutores:

Calculando os NOx:



Redução ⇒ ganho de $3e^-$ por átomo de cromo.

Oxidação ⇒ perda de $1e^-$ por átomo de carbono.

2. Calculando Δ:

$Cr_2O_7^{2-}$ $\quad \Delta_{oxi} = 3 \cdot 2 = 6$

$C_2O_4^{2-}$ $\quad \Delta_{red} = 1 \cdot 2 = 2$

Como os Δ são múltiplos de 2, podemos simplificá-los por 2:

$\Delta_{oxi} = 3$

$\Delta_{red} = 1$

3. Invertendo:

Coeficiente do oxidante ($Cr_2O_7^{2-}$): 1

Coeficiente do redutor ($C_2O_4^{2-}$): 3

Logo,

$$1Cr_2O_7^{2-} + 3C_2O_4^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + CO_2 + H_2O$$

4. Terminando o balanceamento, por tentativas:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3C_2O_4^{2-} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 6CO_2 + 7H_2O$$

Verifique que a carga total do 1º membro é igual à do 2º membro, +6. O número de elétrons transferidos nessa equação é igual a 6.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFMG) A equação

$$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$$

não está balanceada. Balanceando-a com os menores números inteiros possíveis, a soma dos coeficientes estequiométricos será

A) 4.
B) 7.
C) 10.
D) 11.
E) 12.

02. (Unimontes-MG–2007) Substâncias como nitrato e fosfato, além de dióxido de carbono e água, são incorporadas pelo fitoplâncton durante o processo de fotossíntese, que transforma os compostos inorgânicos, dissolvidos em água, em matéria orgânica particulada, isto é, em tecido vegetal. Foi observado que o tecido do fitoplâncton marinho possui, em média, a proporção atômica C:N:P de 106:16:1, respectivamente.

A formação do tecido vegetal, $C_xH_yO_zN_tP_v$, encontra-se representada pela equação semibalanceada:

$$CO_2 + NO_3^- + HPO_4^{2-} + 122H_2O + 18H^+ + luz \rightleftharpoons C_xH_yO_zN_tP_v + 138O_2$$

Considerando a estequiometria da equação, pode-se afirmar que a fórmula unitária do tecido vegetal se encontra **CORRETAMENTE** representada em

A) $C_{106}H_{141}O_{110}N_{16}P$.
B) $C_{106}H_{12}O_{22}N_{16}P$.
C) $C_{106}H_{141}O_{22}N_6P_2$.
D) $C_{106}H_{263}O_{110}N_{16}P$.

03. (UFMG) Acertando-se a seguinte equação

$$Sn^{2+} + MnO_4^- + H^+ \rightarrow Sn^{4+} + Mn^{2+} + H_2O$$

cuja reação foi realizada em solução aquosa, tem-se como soma dos menores números inteiros coeficientes

A) 38.
B) 26.
C) 24.
D) 16.
E) N.d.a.

04. (UFMG) Após acertar a equação redox

$$IO_3^- + I^- + H^+ \rightarrow I_2 + H_2O$$

a soma dos coeficientes inteiros mínimos das espécies que nela aparecem é

A) 24.
B) 6.
C) 18.
D) 12.
E) 5.

05. **FAÇA** o balanceamento das equações:

A) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$
B) $C\ell_2 + OH^- \rightarrow C\ell O_3^- + C\ell^- + H_2O$
C) $CrC\ell_3 + NaOH + H_2O_2 \rightarrow Na_2CrO_4 + NaC\ell + H_2O$

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (PUC Minas) O Brasil é um dos principais produtores mundiais de minério de manganês. Sua principal fonte é o minério pirolusita (MnO_2).

Quando se deseja obter manganês puro, usa-se industrialmente o método de aluminotermia. O processo pode ser representado pela seguinte equação, não balanceada:

$$MnO_2 + A\ell \rightarrow Mn + A\ell_2O_3$$

A soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas, após o balanceamento da equação, é

A) 16.
B) 12.
C) 10.
D) 7.
E) 9.

02. (UFPE–2007) O hidróxido de sódio (NaOH), também conhecido como soda cáustica, é usado na fabricação de papel, tecidos, detergentes, entre outras aplicações. O NaOH pode ser obtido pela reação

$$\mathbf{a}Na_{(s)} + \mathbf{b}H_2O_{(\ell)} \rightarrow \mathbf{c}NaOH_{(aq)} + \mathbf{d}H_{2(g)}$$

Os coeficientes **a**, **b**, **c** e **d** que equilibram estequiometricamente essa reação são, respectivamente,

A) 1, 1, 1 e 1.
B) 1, 1, 2 e 1.
C) 2, 2, 1 e 2.
D) 2, 2, 2 e 1.
E) 1, 2, 3 e 4.

03. (UDESC-SC–2006) **FAÇA** o balanceamento das equações químicas a seguir.

I. $H_3PO_{4(aq)} + Na_2CO_{3(aq)} \rightarrow Na_3PO_{4(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$

II. $Pb(NO_3)_{2(aq)} + Na_3PO_{4(aq)} \rightarrow Pb_3(PO_4)_{2(s)} + NaNO_{3(aq)}$

A soma dos coeficientes estequiométricos dos produtos das reações I e II é

A) 11.
B) 15.
C) 10.
D) 14.
E) 22.

04. (UFMG) A equação

$$C + H_2O \rightarrow CO_2 + H_2$$

não está balanceada. Balanceando-a com os menores números inteiros possíveis, a soma dos coeficientes estequiométricos será

A) 4. B) 5. C) 6. D) 10. E) 12.

05. (UFMG) A equação

$$A\ell_2(SO_4)_3 + PbC\ell_2 \rightarrow PbSO_4 + A\ell C\ell_3$$

não está balanceada. Balanceando-a com os menores números inteiros possíveis, a soma dos coeficientes estequiométricos será

A) 4. B) 7. C) 8. D) 9. E) 10.

06. (PUC Minas) A nave estelar Enterprise, do filme *Jornada nas Estrelas*, usou B_5H_{10} e O_2 como mistura combustível. As duas substâncias reagem de acordo com a seguinte equação não balanceada:

$$B_5H_{10} + O_2 \rightarrow B_2O_3 + H_2O$$

A soma total dos coeficientes mínimos e inteiros das espécies químicas envolvidas, após o balanceamento da equação, é

A) 14. B) 29. C) 34. D) 48. E) 59.

07. (Fatec-SP–2010) Trilhos de ferrovias podem ser soldados com o uso da reação conhecida como termite. Essa reação consiste em aquecer alumínio em pó misturado a óxido de ferro (III), Fe_2O_3. Como produtos da reação, formam-se ferro metálico (que solda os trilhos) e óxido de alumínio, $A\ell_2O_3$. Na equação química que representa essa reação, quando o coeficiente estequiométrico do alumínio for 1, o coeficiente estequiométrico do óxido de ferro (III) será

A) 1/3.
B) 1/2.
C) 1.
D) 2.
E) 3.

08. (UFAL–2007) O ferro metálico foi obtido na Antiguidade a partir de meteoritos que apresentavam grande quantidade desse elemento na forma metálica. Atualmente, o ferro é produzido pela reação entre o monóxido de carbono e a hematita, segundo as equações a seguir.

$$\mathbf{X}C + \mathbf{Y}O_2 \rightarrow \mathbf{X}CO$$

$$\mathbf{X}CO + \mathbf{Z}Fe_2O_3 \rightarrow \mathbf{W}Fe + \mathbf{X}CO_2$$

Os valores de **X**, **Y**, **Z** e **W**, nas equações anteriores são, respectivamente,

	X	Y	Z	W
A)	2	1	2	4
B)	6	3	2	2
C)	6	3	2	4
D)	6	6	3	3
E)	8	3	2	4

09. **FAÇA** o balanceamento das equações:

A) $HC\ell + MnO_2 \rightarrow MnC\ell_2 + H_2O + C\ell_2$

B) $HNO_3 + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO + H_2O$

C) $Hg + HNO_3 \rightarrow Hg(NO_3)_2 + NO + H_2O$

10. **FAÇA** o balanceamento das equações:

A) $Br_2 + NaOH \rightarrow NaBrO_3 + NaBr + H_2O$

B) $C\ell_2 + KOH \rightarrow KC\ell + KC\ell O + H_2O$

C) $KC\ell O_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + HC\ell O_4 + C\ell O_2 + H_2O$

11. (UFMG) Considere a equação seguinte:

$$Zn_{(s)} + NO_3^-{}_{(aq)} + H^+{}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}{}_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

Após essa equação ser balanceada, a soma dos coeficientes inteiros mínimos das espécies que nela aparecem é

A) 13. B) 32. C) 10. D) 19. E) 23.

12. (UFV-MG–2010) A equação a seguir, não balanceada, representa uma reação de oxidorredução.

$$K_2Cr_2O_7 + SnC\ell_2 + HC\ell \rightarrow KC\ell + CrC\ell_3 + SnC\ell_4 + H_2O$$

Assinale a afirmativa **CORRETA**, referente à equação balanceada.

A) A soma dos coeficientes mínimos e inteiros é 31.

B) O coeficiente mínimo e inteiro do $CrC\ell_3$ é 6.

C) O crômio do $K_2Cr_2O_7$ se reduz, enquanto o estanho do $SnC\ell_2$ se oxida.

D) O $K_2Cr_2O_7$ e o $SnC\ell_2$ agem como redutor e oxidante, respectivamente.

13. (UEG-GO–2007) Considere o processo de obtenção do fluoreto de potássio representado a seguir e responda ao que se pede.

$$KMnO_4 + HF \rightarrow KF + MnF_2 + H_2O + F_2$$

A) Pelo método de oxidação e redução, **OBTENHA** os coeficientes para os compostos da reação, de forma que ela fique devidamente balanceada.

B) **INDIQUE** os agentes oxidante e redutor na reação.

14. (FGV-SP–2007) As reações químicas de oxirredução são importantes no nosso cotidiano; muitas delas fazem parte das funções vitais dos organismos de plantas e animais, como a fotossíntese e a respiração. O cromo trivalente é reconhecido atualmente como um elemento essencial no metabolismo de carboidratos e lipídeos, sendo que sua função está relacionada ao mecanismo de ação da insulina. Ao contrário do íon trivalente, no estado de oxidação VI, o cromo é classificado como composto mutagênico e carcinogênico em animais. A equação química, não balanceada, apresenta a redução do cromo (VI) pela glicose, em meio ácido:

$$K_2Cr_2O_{7(aq)} + C_6H_{12}O_{6(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow Cr_2(SO_4)_{3(aq)} + K_2SO_{4(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

A soma dos coeficientes estequiométricos dos reagentes dessa equação química balanceada é igual a

A) 17. B) 19. C) 21. D) 23. E) 25.

15. (UFU-MG–2007 / Adaptado) A espécie *Allium cepa*, vegetal classificado como hortaliça e muito utilizado para temperos e condimentos, é conhecida como cebola e apresenta algumas propriedades cardiotônicas. Além disso, a cebola escurece os talheres de prata, conforme reação a seguir:

Reação 1:

$$Ag_{(s)} + H_2S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow Ag_2S_{(s)} + H_2O_{(\ell)}$$

Esses utensílios podem ser limpos se imersos numa panela de alumínio contendo solução diluída de soda cáustica, como mostra a reação a seguir:

Reação 2:

$$Ag_2S_{(s)} + A\ell_{(s)} + NaOH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow Ag_{(s)} + H_2S_{(g)} + NaA\ell O_{2(aq)}$$

Pede-se:

A) **BALANCEIE** as duas equações.

B) **CITE** as espécies que oxidam e reduzem em ambas as reações.

C) Qual é o composto que tem origem na cebola e provoca o escurecimento dos talheres? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

16. (Unifor-CE–2007) A fórmula do íon manganato é MnO_4^{2-} e a do íon permanganato é MnO_4^-. Em meio aquoso básico, o íon permanganato se transforma no íon manganato, com liberação de oxigênio, O_2.

Na equação química que representa essa transformação, corretamente balanceada, os coeficientes estequiométricos do íon manganato e do íon hidroxila são, respectivamente,

A) 3 e 1. D) 1 e 3.

B) 2 e 2. E) 1 e 2.

C) 2 e 1.

QUÍMICA

SEÇÃO ENEM

01.

Alerta nazista

Hitler foi pioneiro em relacionar o fumo ao câncer

De acordo com o professor de História Europeia da Universidade do Estado da Pensilvânia, Robert Proctor, a primeira campanha contra o cigarro no Ocidente ocorreu na Alemanha nazista. Adolf Hitler, um vegetariano convicto, estimulou os médicos de seu país a desenvolver pesquisas relacionando fumo e câncer. Antes mesmo de que os resultados saíssem, o *führer*, achando que hábitos de vida saudáveis poderiam purificar a "raça ariana", resolveu iniciar uma campanha nesse sentido. "Você não fuma o cigarro – é ele que fuma você."

VEJA, 5 maio de 1999 (Adaptação).

A nicotina ($C_{10}H_{14}N_2$) é um dos componentes do cigarro e a sua combustão incompleta produz três óxidos CO, H_2O e NO. Quando um fumante dá uma tragada, a proporção, em mols, dos óxidos formados é igual a

A) 8(CO):3(H_2O):1(NO).
B) 9(CO):5(H_2O):2(NO).
C) 10(CO):7(H_2O):2(NO).
D) 12(CO):7(H_2O):4(NO).
E) 12(CO):9(H_2O):4(NO).

02. (Enem–2010) As mobilizações para promover um planeta melhor para as futuras gerações são cada vez mais frequentes. A maior parte dos meios de transporte de massa é atualmente movida pela queima de um combustível fóssil. A título de exemplificação do ônus causado por essa prática, basta saber que um carro produz, em média, cerca de 200 g de dióxido de carbono por km percorrido.

REVISTA AQUECIMENTO GLOBAL. Ano 2, n.8. Publicação do Instituto Brasileiro de Cultura Ltda.

Um dos principais constituintes da gasolina é o octano (C_8H_{18}). Por meio da combustão do octano, é possível a liberação de energia, permitindo que o carro entre em movimento. A equação que representa a reação química desse processo demonstra que

A) no processo há liberaçao de oxigênio sob a forma de O_2.
B) o coeficiente estequiométrico para a água é de 8 para 1 do octano.
C) no processo há consumo de água, para que haja liberação de energia.
D) o coeficiente estequiométrico para o oxigênio é de 12,5 para 1 do octano.
E) o coeficiente estequiométrico para o gás carbônico é de 9 para 1 do octano.

GABARITO

Fixação

01. E
02. D
03. A
04. C
05. A) $3P + 5HNO_3 + 2H_2O \rightarrow 3H_3PO_4 + 5NO$
B) $3C\ell_2 + 6OH^- \rightarrow C\ell O_3^- + 5C\ell^- + 3H_2O$
C) $2CrC\ell_3 + 10NaOH + 3H_2O_2 \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaC\ell + 8H_2O$

Propostos

01. B
02. D
03. B
04. C
05. D
06. E
07. B
08. C
09. A) $4HC\ell + MnO_2 \rightarrow MnC\ell_2 + 2H_2O + C\ell_2$
B) $8HNO_3 + 3Zn \rightarrow 3Zn(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$
C) $3Hg + 8HNO_3 \rightarrow 3Hg(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$
10. A) $3Br_2 + 6NaOH \rightarrow NaBrO_3 + 5NaBr + 3H_2O$
B) $C\ell_2 + 2KOH \rightarrow KC\ell + KC\ell O + H_2O$
C) $6KC\ell O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3K_2SO_4 + 2HC\ell O_4 + 4C\ell O_2 + 2H_2O$
11. E
12. C
13. A) $2KMnO_4 + 16HF \rightarrow 2KF + 2MnF_2 + 8H_2O + 5F_2$
B) Agente oxidante: $KMnO_4$
Agente redutor: HF
14. C
15. A) $4Ag_{(s)} + 2H_2S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Ag_2S_{(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$
$3Ag_2S_{(s)} + 2A\ell_{(s)} + 2NaOH_{(aq)} + 2H_2O_{(\ell)} \rightarrow 6Ag_{(s)} + 3H_2S_{(g)} + 2NaA\ell O_{2(aq)}$
B) Reação 1: oxidante = O_2; redutor = Ag
Reação 2: oxidante = Ag_2S; redutor = $A\ell$
C) H_2S, que reage com a prata para formar o Ag_2S de cor preta.
16. B

Seção Enem

01. C
02. D

QUÍMICA

Equilíbrio químico - Introdução

MÓDULO 20 FRENTE C

REAÇÕES REVERSÍVEIS

Quando uma reação química processa-se formando os produtos e estes reconstituem os reagentes, a reação é denominada reversível.

As reações reversíveis são representadas por equações em que o membro dos reagentes é separado do membro dos produtos por meio de duas setas com sentidos opostos:

$$\text{Reagentes} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} \text{Produtos}$$

O sentido 1 é denominado direto ou reação direta (reagentes transformam-se em produtos), e o sentido 2 é denominado inverso ou reação inversa (à medida que os produtos são formados, eles regeneram os reagentes iniciais).

> Reação reversível é aquela que se processa em dois sentidos.

Praticamente toda reação é reversível em sistemas fechados, variando apenas o grau de reversibilidade, que pode ser maior ou menor.

Entretanto, algumas reações têm um rendimento muito elevado, de praticamente 100%, como é o caso das reações de combustão. Outras reações têm rendimento tão baixo que, na prática, pode-se dizer que a reação não ocorre. No caso das reações de rendimento de praticamente 100%, podemos falar em **reações irreversíveis**, mas o conceito de equilíbrio químico restringe-se apenas àquelas reações que denominamos reversíveis.

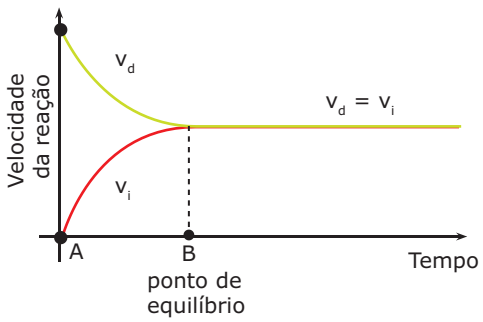
EQUILÍBRIO QUÍMICO

Como nas reações reversíveis as reações direta e inversa processam-se contínua e ininterruptamente, o estado de equilíbrio químico é atingido quando as velocidades dessas reações são igualadas.

$$v_{direta} = v_{inversa}$$

Após o estabelecimento do equilíbrio químico, as reações continuam a ocorrer; logo, o equilíbrio é dinâmico (as velocidades não se anulam).

A variação das velocidades direta e inversa é mostrada no gráfico.



As velocidades direta v_d e inversa v_i se igualam quando o equilíbrio químico é alcançado.

No início da reação, há apenas reagentes; logo, a velocidade direta é máxima. Com o passar do tempo, os produtos vão sendo formados e começa a existir a velocidade inversa. À medida que as concentrações dos produtos vão aumentando, a velocidade inversa também aumenta (lembre-se de que a velocidade de uma reação é proporcional à concentração das espécies envolvidas na reação).

No trecho AB, a velocidade direta diminui devido à diminuição das concentrações dos reagentes, e a velocidade inversa aumenta devido ao aumento das concentrações dos produtos. Exatamente no ponto B, as velocidades igualam-se, e, a partir dele, as velocidades instantâneas direta e inversa não valem zero, mas apresentam o mesmo valor, ou seja, a taxa de formação de todos os participantes é exatamente igual à taxa de desaparecimento das mesmas substâncias. Dessa forma, não se observa alteração na concentração dos reagentes e dos produtos quando o estado de equilíbrio é alcançado. É interessante notar a natureza dinâmica do equilíbrio químico.

TIPOS DE EQUILÍBRIO

Quanto ao número de fases

- **Homogêneos –** reagentes e produtos constituem uma única fase de agregação.

  Exemplo:

  $$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

- **Heterogêneos –** reagentes e produtos possuem fases de agregação diferentes.

  Exemplo:

  $$Zn_{(s)} + 2HC\ell_{(aq)} \rightleftharpoons ZnC\ell_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

Quanto à natureza dos participantes

- **Moleculares –** reagentes e produtos são moléculas.

  Exemplo:

  $$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$$

- **Iônicos –** pelo menos um dos participantes é uma espécie iônica.

  Exemplo:

  $$H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Propriedades dos equilíbrios químicos

- Após o estabelecimento do equilíbrio, as propriedades macroscópicas do sistema (cor, concentração, massa, densidade, etc.) permanecem constantes.

  Exemplo:

  $$CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + NO_{(g)}$$

  Verifica-se, inicialmente, no sistema anterior, uma cor castanho-avermelhada (devido ao NO_2). Com o passar do tempo, há uma gradativa diminuição da cor castanha devido ao consumo de NO_2, até que o equilíbrio seja estabelecido. Após o ponto de equilíbrio, a cor do sistema permanecerá constante.

  A mesma observação pode ser verificada quando misturam-se CO_2 e NO (reação inversa), em que há um gradativo aumento da cor castanha devido à formação do NO_2, até que o equilíbrio seja estabelecido.

- As propriedades microscópicas do sistema (transformação de uma substância em outra, colisões entre as moléculas, formação de complexo ativado, etc.) continuam existindo durante o estado de equilíbrio, pois o mesmo é dinâmico.
- O equilíbrio químico só ocorre em sistemas reversíveis e fechados, nos quais não há troca de massa com o meio ambiente.

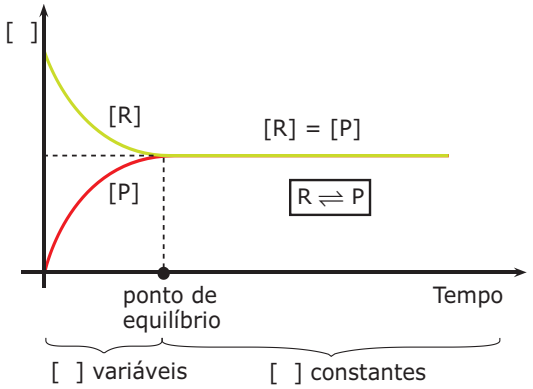
> Toda reação reversível, em sistema fechado, em algum momento, atinge o estado de equilíbrio.

- Somente os fatores externos ao sistema alteram o equilíbrio químico. Esses fatores são temperatura, concentração e pressão (este último, somente para sistemas gasosos).

GRÁFICOS

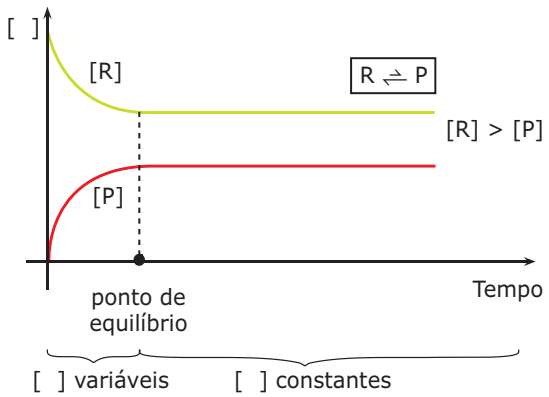
Além do gráfico de velocidade *versus* tempo mostrado anteriormente, pode-se estudar os equilíbrios químicos pelos gráficos concentração *versus* tempo.

Nesses tipos de gráficos, é verificado que, com o passar do tempo, as concentrações dos reagentes sempre irão diminuir, pois estão sendo consumidos, enquanto as concentrações dos produtos irão aumentar, partindo do zero, pois estão sendo formados.

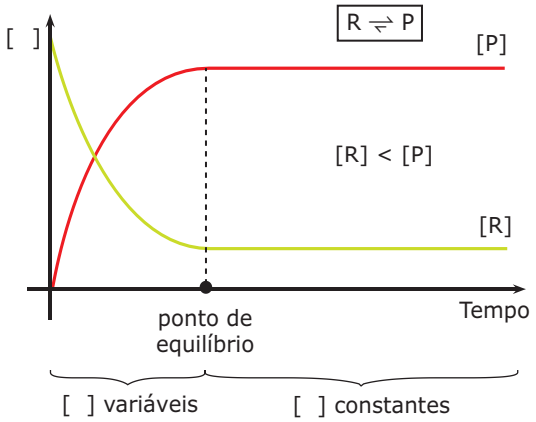


O rendimento desse tipo de reação é de 50%, pois as concentrações de reagentes e produtos são iguais após o estabelecimento do equilíbrio.

Quando isso ocorre, pode-se dizer que a reação não tende para nenhum dos sentidos, as reações direta e inversa processam-se com a mesma intensidade.



O rendimento da reação é inferior a 50%, pois a concentração dos produtos é menor do que a de reagentes. A reação tende para o primeiro membro. A reação inversa ocorre com maior intensidade do que a reação direta.



O rendimento da reação é superior a 50%, pois a concentração dos produtos é maior do que a concentração dos reagentes. A reação tende para o segundo membro. A reação direta ocorre com maior intensidade do que a reação inversa.

DESLOCAMENTO DE EQUILÍBRIO

Quando atingido o estado de equilíbrio, o sistema tende a permanecer em equilíbrio indefinidamente, a menos que algum fator externo venha perturbá-lo.

Le Châtelier observou o comportamento dos sistemas em equilíbrio frente a perturbações de concentrações, temperaturas e pressões, o que constituiu o princípio da fuga perante a força, o Princípio de Le Châtelier.

> Quando um sistema em equilíbrio é perturbado por algum fator externo, ele sai desse estado, reorganiza-se e "desloca-se" no sentido oposto, na tendência de anular tal fator e de estabelecer um novo estado de equilíbrio.

As verificações experimentais de Le Châtelier foram:

1. O aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido da reação endotérmica.
2. O aumento da concentração de reagentes ou de produtos desloca o equilíbrio no sentido oposto à adição de reagentes ou de produtos.
3. Para sistemas gasosos, o aumento da pressão desloca o equilíbrio no sentido do membro de menor volume gasoso.

Essas verificações podem ser explicadas da seguinte forma:

- O aumento da temperatura aumenta a energia cinética média das partículas dos reagentes e dos produtos, aumentando tanto a velocidade da reação direta quanto a velocidade da reação inversa. As reações endotérmicas aumentam mais as suas velocidades em relação às exotérmicas, pois as primeiras absorvem energia, e, quando aumenta-se a temperatura, tal absorção é favorecida.
- As velocidades das reações são proporcionais às concentrações dos participantes. Assim, se as concentrações forem aumentadas, a velocidade da reação aumenta e, se as concentrações forem diminuídas, a velocidade da reação diminui.

  Um exemplo é a reação reversível e elementar:

  $$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

  As velocidades das reações direta e inversa são dadas pela lei da ação das massas.

  $$v_d = k_d \cdot [H_2] \cdot [I_2] \quad \text{e} \quad v_i = k_i \cdot [HI]^2$$

  Aumentando-se a concentração de pelo menos um dos reagentes, a velocidade direta aumenta, ou seja, a reação é deslocada no sentido dos produtos (sentido oposto à adição).

  $$H_{2(g)} + I_{2(g)} \overset{v_d}{\underset{v_i}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

  Ocorrerá o fenômeno inverso quando parte dos reagentes for retirada.

- Quando aumenta-se a pressão de um sistema gasoso, as concentrações de seus componentes são aumentadas e, como foi mostrado no item anterior, o aumento da concentração aumenta a velocidade da reação.

  Tomando como exemplo a equação:

  $$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

  Os coeficientes estequiométricos da equação balanceada são proporcionais às quantidades, em volume, dos reagentes e dos produtos gasosos.

  Assim, após o aumento da pressão:

  $$1º \text{ membro } \underbrace{1 + 3}_{\text{volumes}} \overset{v_d}{\underset{v_i}{\rightleftharpoons}} \underbrace{2}_{\text{volumes}} \ 2º \text{ membro}$$

  Um aumento de pressão irá concentrar mais os reagentes do que os produtos; por isso, $v_d > v_i$.

  O equilíbrio

  $$H_{2(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons 2HC\ell_{(g)}$$

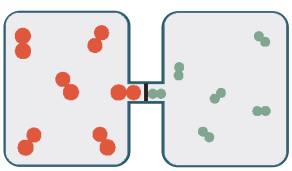
  não será alterado pelo aumento de pressão, pois não há diferença de volumes entre os membros.

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

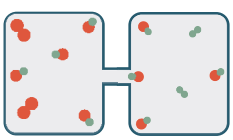
01. (UFMG) A figura representa dois recipientes de mesmo volume, interconectados, contendo quantidades iguais de $I_{2(g)}$ e $H_{2(g)}$, à mesma temperatura.

Inicialmente, uma barreira separa esses recipientes, impedindo a reação entre os dois gases.

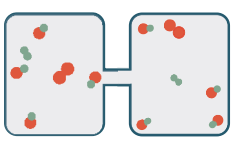
Retirada essa barreira, os dois gases reagem entre si, até que o sistema atinja um estado de equilíbrio, como descrito na equação: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$

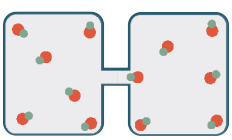


Considerando-se o conceito de equilíbrio químico e as propriedades de moléculas gasosas, assinale a alternativa que contém a representação mais **ADEQUADA** do estado de equilíbrio nessa reação.

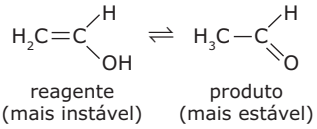
A)


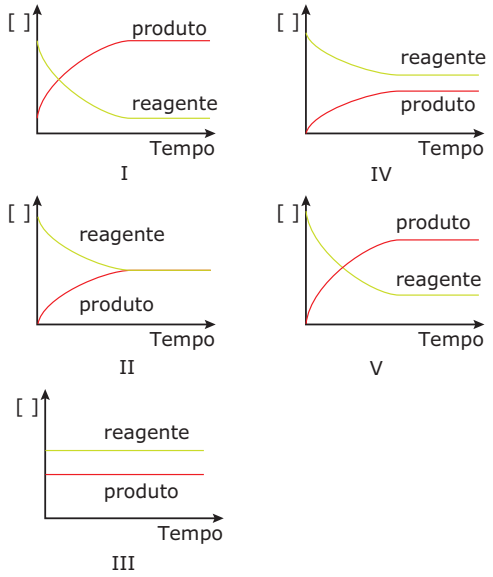
C)

B)


D)


02. (UFMG) Considere os gráficos de I a V. Aquele que representa **CORRETAMENTE** a evolução do sistema até atingir o equilíbrio é





A) I. B) II. C) III. D) IV. E) V.

03. (UFMG–2009) O "galinho do tempo", representado a seguir, é um objeto que indica as condições meteorológicas, pois sua coloração muda de acordo com a temperatura e a umidade do ar.

Nesse caso, a substância responsável por essa mudança de coloração é o cloreto de cobalto, $CoC\ell_2$, que, de acordo com a situação, apresenta duas cores distintas – azul ou rosa –, como representado nesta equação:

$$\underbrace{CoC\ell_2.6H_2O}_{\text{azul}} \rightleftharpoons \underbrace{CoC\ell_2}_{\text{rosa}} + 6H_2O \qquad \Delta H > 0$$

Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que as duas condições que favorecem a ocorrência, no "galinho do tempo", da cor azul são

A) alta temperatura e alta umidade.
B) alta temperatura e baixa umidade.
C) baixa temperatura e alta umidade.
D) baixa temperatura e baixa umidade.

04. (UFV-MG–2009) O metanol, usado como combustível, pode ser obtido industrialmente pela hidrogenação do monóxido de carbono, de acordo com a equação representada a seguir:

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)} \qquad \Delta H < 0$$

Assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) A diminuição da temperatura favorece a produção do metanol.
B) O aumento da pressão total sobre o sistema favorece a produção do monóxido de carbono.
C) O aumento da concentração de H_2 aumenta a concentração de metanol no equilíbrio.
D) Trata-se de uma reação exotérmica.

05. (PUC RS) O monóxido de dinitrogênio, quando inalado em pequenas doses, produz uma espécie de euforia, daí ser chamado de gás hilariante. Ele pode ser obtido por meio da decomposição do nitrato de amônio, conforme equação representada a seguir:

$$NH_4NO_{3(s)} \rightleftharpoons N_2O_{(g)} + 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta H = -36{,}03\ kJ.mol^{-1}$$

Com relação a essa reação em equilíbrio, está **CORRETO** afirmar que

A) a produção de monóxido de dinitrogênio aumenta com o aumento de temperatura.
B) a adição de um catalisador aumenta a formação do gás hilariante.
C) o equilíbrio químico é atingido quando as concentrações dos produtos se igualam.
D) um aumento na concentração de água desloca o equilíbrio químico no sentido da reação de formação do monóxido de dinitrogênio.
E) uma diminuição na concentração de monóxido de dinitrogênio desloca o equilíbrio químico no sentido da reação de decomposição do nitrato de amônio.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

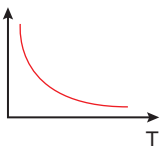
01. (UFRGS) Uma reação química atinge o equilíbrio químico quando

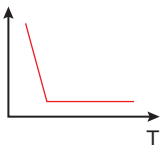
A) ocorre simultaneamente nos sentidos direto e inverso.
B) as velocidades das reações direta e inversa são iguais.
C) os reagentes são totalmente consumidos.
D) a temperatura do sistema é igual à do ambiente.
E) a razão entre as concentrações de reagentes e produtos é unitária.

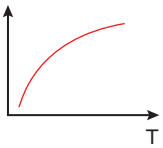
02. (UFMG) Considere o seguinte sistema em equilíbrio:

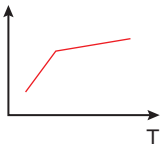
$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} \qquad \Delta H < 0$$

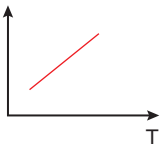
O gráfico que representa **CORRETAMENTE** a porcentagem de amônia presente *versus* temperatura do sistema em equilíbrio é

A) 

D) 

B) 

E) 

C) 

03. (UFJF-MG–2010) O gás incolor N_2O_4, em presença de calor, decompõe-se em dióxido de nitrogênio gasoso, que possui coloração castanha. Em uma experiência de laboratório, o gás N_2O_4 foi colocado em um cilindro transparente fechado à temperatura ambiente, e esperou-se que o sistema atingisse o equilíbrio. Para que seja observado aumento da coloração castanha nesse sistema, é necessário

A) colocar o cilindro em um banho de gelo.

B) adicionar um gás inerte no cilindro.

C) adicionar um catalisador.

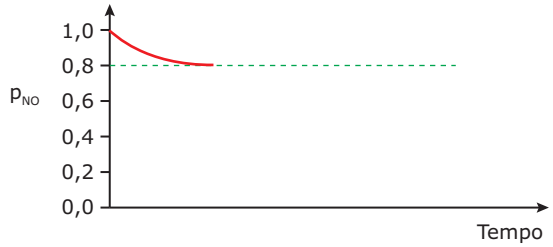
D) diminuir o volume do cilindro.

E) diminuir a pressão dentro do cilindro.

04. (FCMMG–2007) Óxido nítrico reage com cloro molecular, conforme a equação:

$$2NO_{(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons 2NOC\ell_{(g)}$$

Considere um experimento em que, em um reator de volume constante, apenas os reagentes estavam presentes inicialmente. Suas pressões parciais, no tempo t = 0, eram p_{NO} = 1,0 atm e $p_{C\ell_2}$ = 0,60 atm. O gráfico mostra a variação da pressão parcial de $NO_{(g)}$ com o tempo, até que o equilíbrio foi atingido.



Com relação ao sistema em equilíbrio, a afirmativa **ERRADA** é:

A) A pressão parcial de $NOC\ell_{(g)}$ é igual à de $NO_{(g)}$.

B) A pressão parcial de $C\ell_{2(g)}$ é menor do que a sua pressão parcial inicial.

C) A rapidez, em $mol.L^{-1}$, da formação de $NOC\ell_{(g)}$ é igual à da formação de $NO_{(g)}$.

D) A rapidez, em $mol.L^{-1}$, da formação de $C\ell_{2(g)}$ é igual à metade da rapidez de formação de $NO_{(g)}$.

05. (UFMG) A hidroxiapatita, $Ca_5(PO_4)_3OH_{(s)}$, um dos principais componentes dos dentes, participa do sistema em equilíbrio representado pela equação:

$$Ca_5(PO_4)_3OH_{(s)} \rightleftharpoons 5Ca^{2+}_{(aq)} + 3PO_4^{3-}{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Na formação das cáries dentárias, ocorre a desmineralização correspondente ao deslocamento do equilíbrio para a direita.

A fluoretação dos dentes ajuda na prevenção das cáries, porque favorece a formação de outro mineral, a fluoroapatita, $Ca_5(PO_4)_3F_{(s)}$, que é mais duro e menos solúvel que a hidroxiapatita:

$$5Ca^{2+}_{(aq)} + 3PO_4^{3-}{}_{(aq)} + F^-_{(aq)} \rightleftharpoons Ca_5(PO_4)_3F_{(s)}$$

Com relação a esses processos, é **INCORRETO** afirmar que

A) a desmineralização da hidroxiapatita é dificultada por uma dieta rica em íons cálcio.

B) a desmineralização da hidroxiapatita é favorecida por ácidos.

C) a fluoretação desloca o primeiro equilíbrio para a esquerda.

D) o pH da saliva influi na estabilidade da hidroxiapatita dos dentes.

06. (Mackenzie-SP) O equilíbrio químico que **NÃO** será afetado pelo aumento ou diminuição da pressão é

A) $Fe_2O_{3(s)} + 3CO_{(g)} \rightleftharpoons 2Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$.

B) $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$.

C) $2H_{2(g)} + 2S_{(s)} \rightleftharpoons 2H_2S_{(g)}$.

D) $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$.

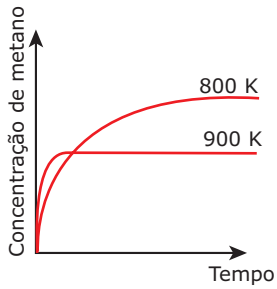
E) $PC\ell_{3(g)} + C\ell_{2(g)} \rightleftharpoons PC\ell_{5(g)}$.

07. (UFMG) Num recipiente fechado, de volume constante, hidrogênio gasoso reagiu com excesso de carbono sólido, finamente dividido, formando gás metano, como descrito na equação:

$$C_{(s)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)}$$

Essa reação foi realizada em duas temperaturas, 800 K e 900 K e, em ambos os casos, a concentração de metano foi monitorada, desde o início do processo, até um certo tempo após o equilíbrio ter sido atingido.

O gráfico apresenta os resultados desse experimento.



Considerando-se essas informações, é **CORRETO** afirmar que

A) a adição de mais carbono, após o sistema atingir o equilíbrio, favorece a formação de mais gás metano.

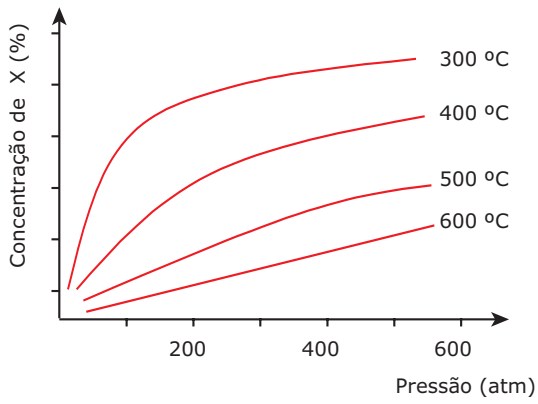
B) a reação de formação do metano é exotérmica.

C) o número de moléculas de metano formadas é igual ao número de moléculas de hidrogênio consumidas na reação.

D) o resfriamento do sistema em equilíbrio de 900 K para 800 K provoca uma diminuição da concentração de metano.

08. (UFMG) O gráfico a seguir ilustra a variação da concentração, no equilíbrio, de um determinado produto X de uma reação química, com as variações de pressão e temperatura. Reagentes e produtos são todos gasosos.

Do exposto anteriormente e da análise do gráfico, pode-se concluir **CORRETAMENTE** que



A) a reação, na direção da produção de X, é endotérmica.

B) o aumento da pressão faz o equilíbrio deslocar-se na direção dos reagentes.

C) na equação química balanceada, o número total de mols dos produtos é menor do que o de reagentes.

D) a temperaturas suficientemente baixas, poder-se-ia obter 100% de X.

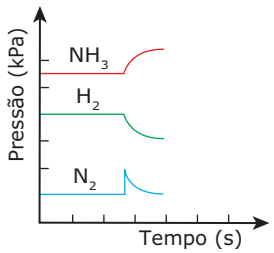
E) a adição de um catalisador aumentaria a concentração de X em qualquer temperatura.

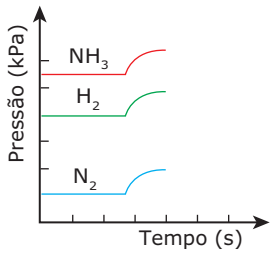
09. (UFRN) Em geral, o ponto de partida para processos de produção industrial de fertilizantes, corantes e outros produtos nitrogenados fabricados em alta escala é a síntese da amônia (NH_3) em fase gasosa, a partir do nitrogênio atmosférico (N_2), equacionada a seguir:

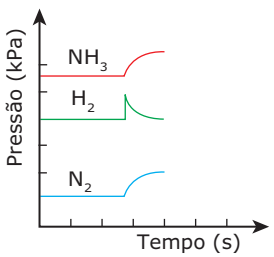
$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

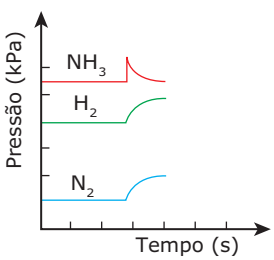
Para que seja favorecida a formação de amônia (NH_3), é necessário que se desloque a reação para a direita, por variação na pressão, temperatura ou concentração de componente.

O gráfico que representa **CORRETAMENTE** o deslocamento do equilíbrio dessa reação causado por adição de reagente é

A)


B)


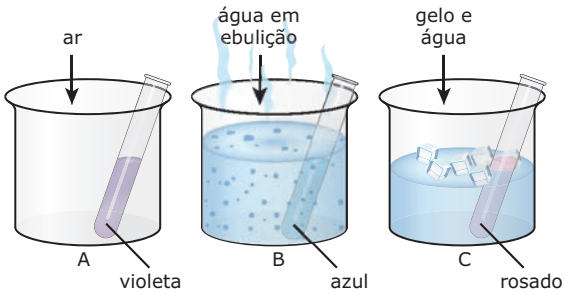
C)


D)


10. (FUVEST-SP) Em uma solução obtida pela dissolução de cloreto de cobalto (II) em ácido clorídrico, tem-se:

$$\underbrace{[Co(H_2O)_6]^{2+}_{(aq)}}_{\text{rosado}} + 4C\ell^-_{(aq)} \rightleftharpoons \underbrace{[CoC\ell_4]^{2-}_{(aq)}}_{\text{azul}} + 6H_2O_{(\ell)}$$

Essa solução foi dividida em três partes, cada uma colocada em um tubo de ensaio. Cada tubo de ensaio foi submetido a uma temperatura diferente, sob pressão ambiente, como ilustrado a seguir:



A) Em que sentido a reação equacionada anterior absorve calor? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

B) Em qual desses três experimentos a constante do equilíbrio apresentado tem o menor valor? **EXPLIQUE** sua resposta.

11. (UFF-RJ–2008) Nas células do nosso corpo, o dióxido de carbono é produto final do metabolismo. Uma certa quantidade desse composto é dissolvida no sangue e a reação que se processa é

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

Esses equilíbrios mantêm o valor do pH do sangue em torno de 7,5. Numa situação de incêndio, há um aumento na inalação de gás carbônico, acarretando elevação dos níveis de CO_2 no sangue. Nesse caso, o indivíduo sofre "acidose". O contrário é a "alcalose". Com base nas informações, assinale a opção **CORRETA**.

A) O valor normal do pH do sangue é ácido.

B) A acidose é provocada quando o equilíbrio se desloca para a direita.

C) Tanto na alcalose quanto na acidose, a posição de equilíbrio não sofre alteração.

D) A alcalose tem como responsável o aumento de $[CO_2]$.

E) O pH normal do sangue independe dos valores de $[CO_2]$.

12. (UNESP–2008) Dada a reação exotérmica:

$$2H_2O_{2(aq)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$$

A alteração que favorece a formação dos produtos é a elevação da

A) temperatura.
B) pressão parcial de O_2.
C) concentração de H_2O.
D) pressão.
E) concentração de H_2O_2.

13. (UFV-MG–2010) O crômio, com número de oxidação igual a +6, forma espécies com algumas propriedades diferentes, como o cromato, CrO_4^{2-}, e o dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$. Essas espécies, em solução aquosa, estão em equilíbrio, podendo o equilíbrio ser modificado acidificando-se ou basificando-se o meio.

$$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2H^+_{(aq)}$$

A solução de dicromato é alaranjada e o seu sal de bário é solúvel em água. A solução de cromato é amarelada e o seu sal de bário é pouco solúvel em água.

Se numa solução de dicromato de bário for adicionado ácido ou base, modificando o seu pH, é **POSSÍVEL** prever que,

A) adicionando-se $HC\ell$, o equilíbrio entre as duas espécies será deslocado no sentido de formação do íon dicromato, que na presença do íon bário formará um composto pouco solúvel.

B) adicionando-se NaOH, o equilíbrio entre as duas espécies será deslocado no sentido de formação do íon cromato, que na presença do íon bário formará um composto pouco solúvel.

C) adicionando-se NaOH, o equilíbrio entre as duas espécies será deslocado no sentido de formação do íon dicromato, que na presença do íon bário permanecerá solúvel.

D) adicionando-se $HC\ell$, o equilíbrio entre as duas espécies será deslocado no sentido de formação do íon cromato, que na presença do íon bário permanecerá solúvel.

14. (UFSCar-SP–2008) As equações apresentadas a seguir representam equilíbrios químicos estabelecidos separadamente no interior de cilindros dotados de êmbolos móveis. Considerando-se que cada cilindro terá seu volume reduzido à metade do valor inicial, mantida a temperatura constante, assinale a alternativa que representa o equilíbrio afetado por essa alteração.

A) $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)}$
B) $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$
C) $CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$
D) $CaCO_{3(s)} \rightleftharpoons CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$
E) $FeO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Fe_{(s)} + CO_{2(g)}$

15. (UFOP-MG–2008 / Adaptado) O tetróxido de dinitrogênio (N_2O_4) é um gás incolor, que existe em equilíbrio com dióxido de nitrogênio (NO_2), de coloração marrom. A concentração de NO_2 em uma mistura de gases pode ser determinada com a utilização de um aparelho conhecido como espectrofotômetro. A equação da reação é a seguinte:

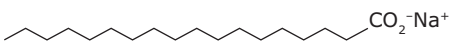
$$N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$$

A) Uma amostra de NO_2 puro é colocada em uma seringa de gás a 25 ºC e deixada para atingir o equilíbrio. Mantendo-se o volume constante, a temperatura é elevada para 35 ºC e a coloração marrom fica mais intensa. A reação $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ é exotérmica ou endotérmica? **EXPLIQUE** sua resposta.

B) Mantendo-se a temperatura a 35 ºC, o êmbolo da seringa é pressionado até metade do volume e, após certo tempo, o equilíbrio é restabelecido. Com a redução do volume à metade, a coloração marrom ficará mais intensa ou menos intensa? **JUSTIFIQUE** sua resposta.

SEÇÃO ENEM

01. (Enem–2009) Sabões são sais de ácidos carboxílicos de cadeia longa utilizados com a finalidade de facilitar, durante processos de lavagem, a remoção de substâncias de baixa solubilidade em água, por exemplo, óleos e gorduras. A figura a seguir representa a estrutura de uma molécula de sabão.



sal de ácido carboxílico

Em solução, os ânions do sabão podem hidrolisar a água e, desse modo, formar o ácido carboxílico correspondente. Por exemplo, para o estearato de sódio, é estabelecido o seguinte equilíbrio:

$$CH_3(CH_2)_{16}COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3(CH_2)_{16}COOH + OH^-$$

Uma vez que o ácido carboxílico formado é pouco solúvel em água e menos eficiente na remoção de gorduras, o pH do meio deve ser controlado de maneira a evitar que o equilíbrio anterior seja deslocado para a direita.

Com base nas informações do texto, é **CORRETO** concluir que os sabões atuam de maneira

A) mais eficiente em pH básico.

B) mais eficiente em pH ácido.

C) mais eficiente em pH neutro.

D) eficiente em qualquer faixa de pH.

E) mais eficiente em pH ácido ou neutro.

02. (Enem–2010) Às vezes, ao abrir um refrigerante, percebe-se que uma parte do produto vaza rapidamente pela extremidade do recipiente. A explicação para esse fato está relacionada à perturbação do equilíbrio químico existente entre alguns dos ingredientes do produto, de acordo com a equação:

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

A alteração do equilíbrio anterior, relacionada ao vazamento do refrigerante nas condições descritas, tem como consequência a

A) liberação de CO_2 para o ambiente.

B) elevação da temperatura do recipiente.

C) elevação da pressão interna no recipiente.

D) elevação da concentração de CO_2 no líquido.

E) formação de uma quantidade significativa de H_2O.

GABARITO

Fixação

01. B 02. E 03. C 04. B 05. E

Propostos

01. B 04. A 07. B
02. A 05. C 08. C
03. E 06. C 09. A

10. A) De acordo com o Princípio de Le Châtelier, o aumento da temperatura desloca o equilíbrio no sentido endotérmico da reação. Portanto, o sentido que absorve calor é o direto, visto que, de acordo com os dados fornecidos, o aquecimento da solução desloca o equilíbrio para a formação do produto azul.
    B) O quociente [produtos]/[reagentes] é menor no experimento C, pois a reação está mais deslocada para a esquerda.
11. B
12. E
13. B
14. D
15. A) Observou-se a intensificação da coloração marrom por meio do aumento da temperatura, significando que ocorreu o aumento da concentração de NO_2. A reação de formação de NO_2 é endotérmica, pois foi favorecida com o aumento da temperatura.
    B) Menos intensa. Com a diminuição do volume, ocorre o aumento da pressão. O equilíbrio é deslocado para a formação de menor quantidade de produtos gasosos, favorecendo a formação de N_2O_4, consumindo NO_2 e, consequentemente, diminuindo a intensidade da coloração marrom.

Seção Enem

01. A 02. A

QUÍMICA

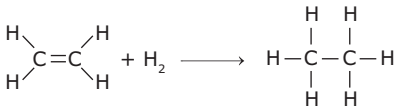
Reações de adição

MÓDULO 17 FRENTE D

A quantidade de compostos orgânicos conhecida é inúmeras vezes maior do que a de compostos inorgânicos. Assim, bem maiores também são as possibilidades de reações orgânicas. No entanto, estas seguem padrões mais ou menos bem definidos, sendo possível agrupá-las, o que torna o seu estudo uma tarefa menos árdua.

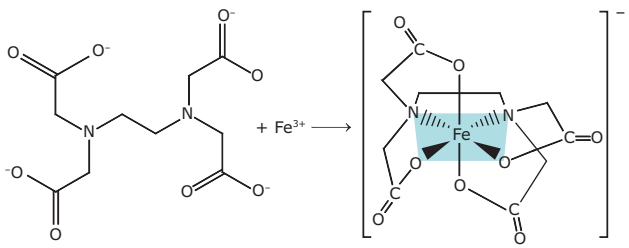
As reações orgânicas se dividem principalmente em:

1. **Reações de adição:** As mais comuns envolvem ruptura de ligação π.



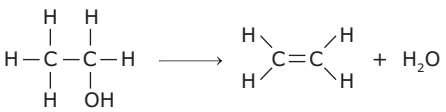
Algumas reações, especialmente as de ácido-base de Lewis, envolvem apenas a formação de ligações coordenadas e também são classificadas como reações de adição.

Exemplo:

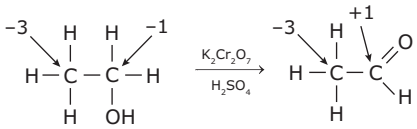


Observe que nenhuma ligação foi rompida, apenas formaram-se ligações coordenadas entre o íon ferro e os pares de elétrons não ligantes do oxigênio e do nitrogênio.

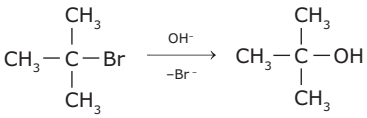
2. **Reações de eliminação:** Envolvem eliminação de moléculas menores.



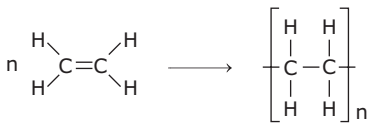
3. **Reações de oxidação:** Envolvem aumento no estado de oxidação de pelo menos um átomo da molécula orgânica reagente.



4. **Reações de substituição:** Envolvem substituição de um átomo ou grupo de átomos.

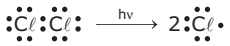


5. **Reações de polimerização:** Envolvem a formação de polímeros.



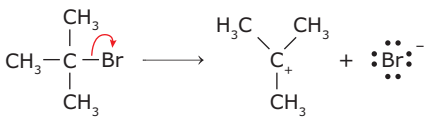
Em quase todos os casos (exceto nas reações ácido-base de Lewis, em que há apenas formação de ligações), ocorre quebra de ligações dos reagentes e formação de ligações dos produtos. A quebra pode ocorrer de duas formas:

- Homolítica – os elétrons envolvidos na ligação se distribuem uniformemente entre os átomos durante a ruptura da ligação, levando à formação de duas espécies eletricamente neutras, denominadas radicais.



Reações envolvendo espécies radicalares são favorecidas em fase gasosa, mas também podem ocorrer em solução com solventes de baixa polaridade.

- Heterolítica – o(s) par(es) de elétrons da ligação fica(m) apenas com um dos grupos, levando à formação de espécies iônicas:



Reações envolvendo espécies iônicas são favorecidas em solução, principalmente em solventes polares.

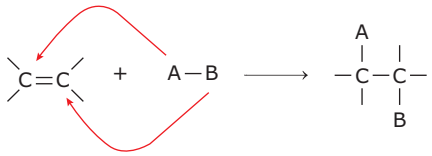
Observe que a cisão representada pela equação anterior envolveu a produção de um cátion, com carga positiva no carbono. Essas espécies são denominadas carbocátions e são razoavelmente instáveis. Devido à sua deficiência de elétrons, os carbocátions reagem rapidamente com bases de Lewis. Em outras palavras, eles buscam centros ricos em elétrons, sendo, por isso, denominados eletrófilos.

Os eletrófilos são reagentes que, nas respectivas reações, buscam elétrons extras para formar espécies com maior estabilidade. Todos os ácidos de Lewis são exemplos de eletrófilos.

Ainda no exemplo anterior, o íon brometo (Br^-) é capaz de doar par de elétrons, sendo, dessa forma, uma base de Lewis. Espécies que, nas respectivas reações, buscam próton(s) ou outro(s) centro(s) positivo(s) ao(s) qual(quais) possam doar par(es) de elétrons são denominadas nucleófilos.

REAÇÕES DE ADIÇÃO

As reações de adição são características de compostos insaturados. Ocorrem pela quebra de ligações pi (π), sendo adicionadas duas espécies à molécula para cada ligação pi (π) quebrada.

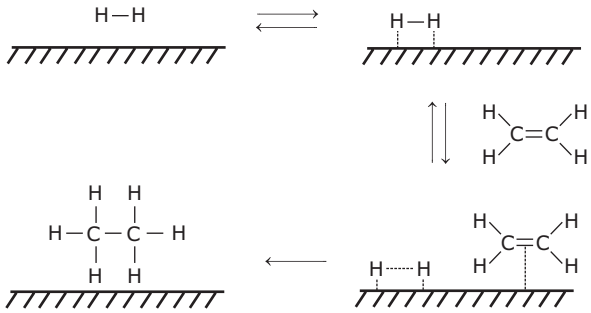


Essas reações são muito importantes do ponto de vista industrial, destacando-se a hidrogenação catalítica de óleos vegetais para a fabricação da margarina.

Hidrogenação catalítica

A reação de adição de hidrogênio a alquenos e alquinos é denominada hidrogenação.

Embora seja um processo altamente exotérmico, não ocorre com velocidade apreciável na ausência de um catalisador. Os catalisadores mais comumente usados são platina, níquel, paládio, ródio e rutênio, finamente divididos. Estes adsorvem as moléculas de hidrogênio em sua superfície, enfraquecendo as ligações entre os átomos no H_2 e, assim, favorecendo a reação de hidrogênio com o alqueno (ou alquino, quando for o caso).



Mecanismo da atuação de um catalisador na hidrogenação do eteno.

Os alquenos serão hidrogenados, levando à formação do alcano correspondente:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2 \xrightarrow{Pd\ /\ \Delta} CH_3{-}CH_3$$

Como cada 1,0 mol de alqueno monoinsaturado apresenta 1,0 mol de ligação pi (π), haverá consumo de 1,0 mol de H_2 para cada mol do alqueno em questão.

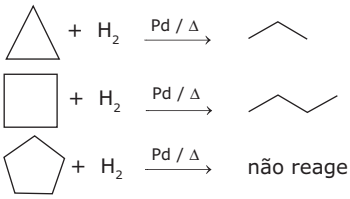
Já os alquinos monoinsaturados apresentam 2,0 mol de ligações pi (π) por mol do composto, o que torna necessário o consumo de 2,0 mol de H_2 para cada mol do alquino correspondente:

$$CH{\equiv}CH + 2H_2 \xrightarrow{Pt} CH_3{-}CH_3$$

No entanto, os alquinos também podem ser parcialmente hidrogenados, desde que se escolha um catalisador especial, levando à produção do alqueno correspondente. Nesse caso, será rompido apenas 1,0 mol de ligação pi (π) por mol de alquino monoinsaturado.

$$CH{\equiv}CH + H_2 \xrightarrow{catalisador} CH_2{=}CH_2$$

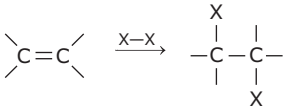
Embora as reações de hidrogenação sejam características de alquenos e alquinos, os cicloalcanos que apresentam anéis com 3 e 4 átomos de carbono (ciclopropano e ciclobutano) também podem ser hidrogenados. Estes não apresentam ligações pi (π), mas seus anéis são muito tensionados. Isso gera instabilidade nos compostos, o que favorece a ruptura dos anéis e sua hidrogenação.

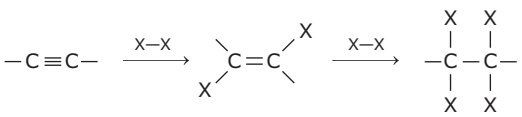


Cicloalcanos maiores, tais como ciclopentano ou cicloexano, apresentam conformações que lhes garantem maior estabilidade; logo, eles não são facilmente hidrogenados.

Halogenação

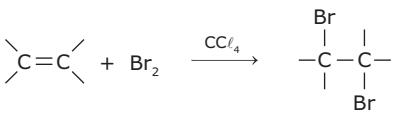
Os alquenos, assim como os alquinos, podem ser convertidos em haletos orgânicos por adição de halogênio (X_2) à ligação dupla ou tripla. Nesse processo, a ligação pi (π) entre os átomos de carbono é rompida, e cada um dos átomos da molécula de X_2 se liga a um carbono que continha a ligação pi (π).





Entre os halogênios, os mais utilizados nesse processo são $C\ell_2$ e Br_2. A reação ocorre rapidamente na ausência de luz e misturando-se os reagentes em um solvente inerte, tal como o tetracloreto de carbono ($CC\ell_4$).

A adição de bromo, na qual se utiliza bromo dissolvido em $CC\ell_4$, constitui um teste extremamente útil e simples para identificar ligações múltiplas carbono-carbono. Isso porque a solução de bromo, que inicialmente é marrom-avermelhada, se descolore, pois o di-haleto formado é incolor.



solução marrom-avermelhada — di-haleto incolor

Adição de haletos de hidrogênio

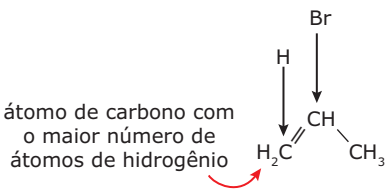
Os haletos de hidrogênio apresentam ligações H—X (sendo X, principalmente, Cℓ, Br e I) muito polarizadas e podem reagir facilmente com compostos que apresentam ligações múltiplas carbono-carbono.

A adição de H—X a um alqueno pode levar à formação de dois produtos. No entanto, um predomina sobre o outro.

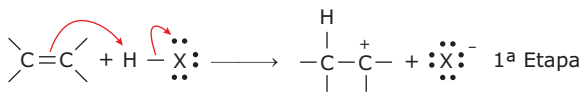
produto principal — produto produzido em pequena proporção

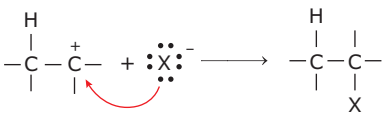
A análise de muitos outros exemplos semelhantes levou o químico Vladimir Vasilyevich Markovnikov, por volta de 1870, a propor a regra conhecida como Regra de Markovnikov, cujo princípio é:

> Na adição de H—X a um alqueno, o átomo de hidrogênio se liga ao átomo de carbono da dupla-ligação que tem o maior número de átomos de hidrogênio.

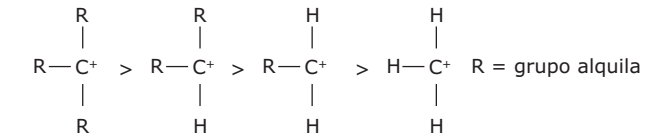


Observe que a Regra de Markovnikov não explica o porquê de o 2-bromopropano ser o produto principal. Tal explicação é possível ao se analisar o mecanismo a seguir:





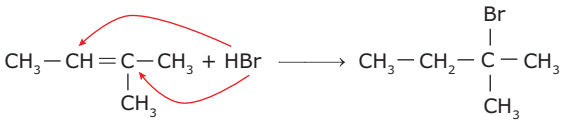
Na primeira etapa do mecanismo, há formação de um cátion com carga positiva no carbono (carbocátion). A formação do produto principal será tanto mais favorecida quanto maior for a estabilidade relativa desse carbocátion. Esta, por sua vez, será tanto maior quanto maior for a sua capacidade de acomodar a carga positiva. Assim, grupos que doam densidade eletrônica ao carbono (como fazem os grupos alquilas) dispersam sua carga, estabilizando o carbocátion. Logo, quanto maior for o número de grupos alquilas diretamente ligados ao carbono que contém a carga positiva, maior será sua estabilidade relativa e, portanto, mais favorável será a formação do produto principal. Dessa forma:



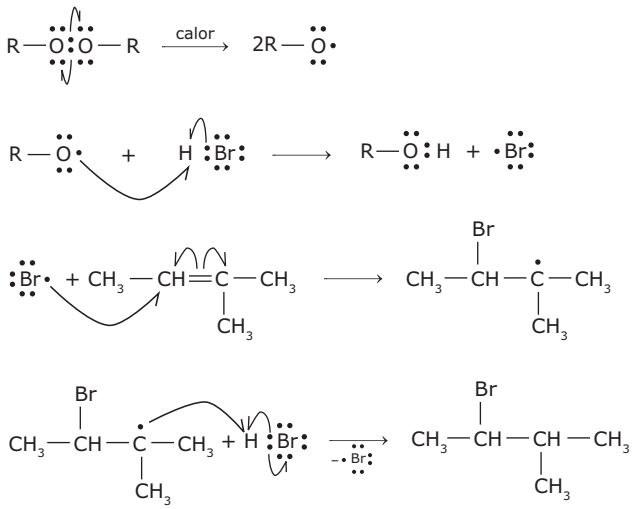
Entendido então o mecanismo de adição de haletos de hidrogênio, a Regra de Markovnikov pode ser, então, enunciada da seguinte maneira:

> Na adição de um reagente assimétrico a uma dupla-ligação, a parte positiva do reagente adicionado liga-se ao átomo de carbono da dupla-ligação, de modo a formar, como intermediário, o carbocátion mais estável.

No exemplo seguinte, como esperado, ocorre a formação do 2-bromo-2-metilbutano.



Mas cuidado: Se a adição de HBr ocorrer na presença de peróxidos (seja ele inorgânico tal como H_2O_2 ou orgânico tal como $CH_3CH_2—O—O—CH_2CH_3$), ela será anti-Markovnikov, ou seja, o hidrogênio se liga ao carbono menos hidrogenado. De acordo com Kharasch e Mayo, a reação ocorre segundo o mecanismo a seguir:

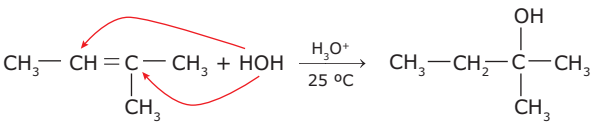


QUÍMICA

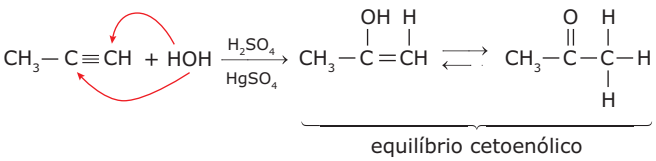
Observe que não há formação de carbocátion, e sim de um radical com um elétron desemparelhado no carbono. A estabilidade relativa deste segue a mesma ordem dos carbocátions. Sem peróxidos, é o hidrogênio a primeira espécie a ser adicionada, enquanto com peróxidos, é o bromo.

Adição de água – hidratação

A adição de água, catalisada por ácidos (usualmente ácido sulfúrico ou fosfórico diluído), à dupla-ligação de um alqueno constitui um importante método industrial para preparação de álcoois de baixa massa molar. A reação segue a Regra de Markovnikov, logo, não possibilita a obtenção de álcoois primários.



Para alquinos, é possível adicionar apenas uma molécula de água por ligação tripla. A reação é catalisada por sais de mercúrio e se deve ao equilíbrio cetoenólico ou aldoenólico. Como a presença da carbonila, seja da cetona, ou do aldeído, permite ao composto maior estabilidade em relação ao enol equivalente, o enol se converte.

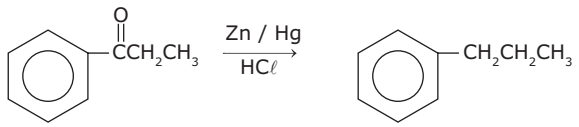


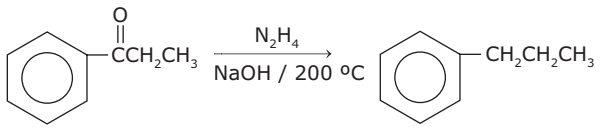
REAÇÕES ENVOLVENDO A CARBONILA

Aldeídos e cetonas podem ser convertidos em uma grande variedade de classes de compostos. A reação mais característica é a adição à dupla-ligação carbono-oxigênio. No entanto, algumas reações que envolvem a redução do carbono da carbonila também são de grande importância.

Redução de Wolff-Kishner e Clemmensen

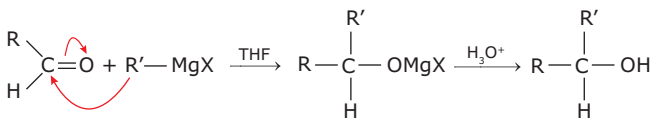
O grupo carbonila pode ser completamente convertido em CH_2. De forma simplificada, os métodos consistem em tratar o composto com zinco em mercúrio (método de Clemmensen) ou com hidrazina em meio básico (método de Wolff-Kishner).





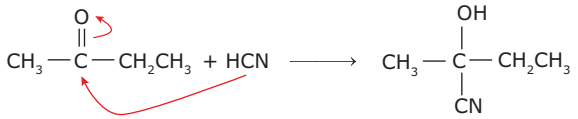
Preparação de álcoois por adição de reagentes de Grignard

O reagente (R—MgX) é preparado tratando-se um haleto de alquila (R—X) com magnésio em solvente anidro. Os solventes mais usuais são éter dietílico e tetraidrofurano (THF). O radical alquila do reagente de Grignard que apresenta carga parcialmente negativa – pois está ligado ao magnésio, que é mais eletropositivo – se liga ao carbono da carbonila:



Adição de cianeto de hidrogênio

A adição de cianeto de hidrogênio possibilita a introdução de um átomo de carbono à molécula orgânica. O produto formado pode reagir em etapas posteriores, formando compostos de grande interesse químico. No entanto, essas etapas subsequentes fogem do objetivo desse estudo.



EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFRN) Numa reação de adição de HCℓ ao $CH_3—CH=CH_2$, obtém-se como produto principal:

$$CH_3—\underset{\underset{C\ell}{|}}{CH}—CH_3$$

A explicação para esse resultado é que o átomo de carbono secundário é

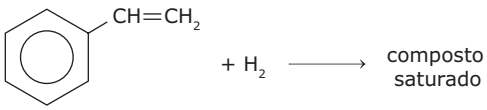
A) menos hidrogenado e mais positivo.

B) menos hidrogenado e mais negativo.

C) mais hidrogenado e mais positivo.

D) mais hidrogenado e mais negativo.

02. (Unimontes-MG–2009) Os alquenos reagem com o gás hidrogênio (H_2) para formar compostos saturados. Os compostos aromáticos também podem sofrer tal transformação, porém em condições mais drásticas, como mostra a equação a seguir:



De acordo com a equação, o composto saturado formado nessa reação é o

A) etilbenzeno.

B) etilcicloexano.

C) vinilbenzeno.

D) vinilcicloexano.

03. (UFMG) Óleos vegetais apresentam insaturações, as quais podem ser detectadas pela adição de Br_2 ou I_2.

Utilizando-se I_2 dissolvido em $CC\ell_4$, a reação é evidenciada por

A) aparecimento de precipitado.

B) desaparecimento de cor.

C) desprendimento de gás.

D) dissolução do produto em água.

E) formação de mistura heterogênea.

04. (UFLA-MG–2009) A presença de ligações carbono-carbono duplas ou triplas nos hidrocarbonetos aumenta consideravelmente a reatividade deles. As reações mais características de alcenos e alcinos são as reações de adição. A adição de HCℓ ao composto X forma o 2-cloropropano. Qual é o composto X?

A) Propano

B) Propino

C) Ciclopropano

D) Propeno

05. (Mackenzie-SP–2008) A respeito da reação orgânica e do(s) produto(s) obtido(s), são feitas as seguintes afirmações:

$$HC\equiv C—CH_3 + H_2O \xrightarrow[HgSO_4]{H_2SO_4} \ ?$$

I. Trata-se de uma reação de adição, com a formação de um álcool.

II. Há ocorrência de tautomeria no produto formado.

III. O produto possui isômeros ópticos.

IV. Essa reação pode ser utilizada para obtenção da propanona.

Estão **CORRETAS** as afirmações

A) I e IV, somente.

B) I e II, somente.

C) II e IV, somente.

D) II, III e IV, somente.

E) I, II e III, somente.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. **JULGUE** os itens a seguir.

( ) As reações de adição são características de compostos saturados.

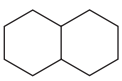
( ) Em uma reação de adição, a ligação a ser rompida é do tipo pi (π).

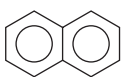
( ) Em uma reação de adição, normalmente, o produto principal é obtido seguindo-se a Regra de Markovnikov.

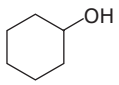
02. (UFLA-MG) O produto da hidrogenação do cicloexeno está apresentado na alternativa:

A)

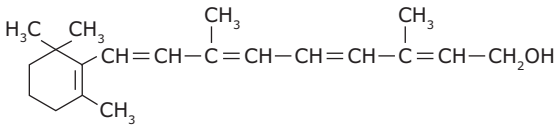
B)

C) 

D) 

E) 

03. (PUC-Campinas-SP) A questão a seguir refere-se à vitamina A. Sua fórmula molecular estrutural é:



Para a hidrogenação de 1 mol de vitamina A, sem perda da função alcoólica, quantos mol de H_2 são necessários?

A) 1

B) 2

C) 3

D) 4

E) 5

04. (FUVEST-SP) Dois hidrocarbonetos insaturados, que são isômeros, foram submetidos, separadamente, à hidrogenação catalítica. Cada um deles reagiu com H_2, na proporção, em mol, de 1:1, obtendo-se, em cada caso, um hidrocarboneto de fórmula C_4H_{10}. Os hidrocarbonetos que foram hidrogenados poderiam ser

A) 1-butino e 1-buteno.

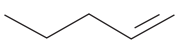
B) 1,3-butadieno e ciclobutano.

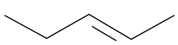
C) 2-buteno e 2-metilpropeno.

D) 2-butino e 1-buteno.

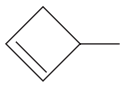
E) 2-buteno e 2-metilpropano.

05. (UFMG) Uma certa massa de um hidrocarboneto consumiu 2 mol de H_2 em uma reação de hidrogenação catalisada. A alternativa que apresenta a associação **CORRETA** entre a massa que reagiu e uma possível estrutura desse hidrocarboneto é

A) 140 g de 

B) 70 g de 

C) 68 g de

D) 68 g de 

06. (UFMG) Dois compostos gasosos, o ciclopropano e o propeno, são isômeros.

Todas as seguintes propriedades permitem distinguir esses gases, **EXCETO**

A) a quantidade de CO_2 produzida na combustão completa.

B) a reatividade frente ao hidrogênio em presença de catalisador.

C) a temperatura de liquefação.

D) o calor de combustão.

07. (UFV-MG–2010) Um mol de um hidrocarboneto X, de fórmula C_6H_{10}, reage com um mol de bromo, Br_2, produzindo um mol de um composto Y com dois átomos de bromo em sua fórmula. A reação do hidrocarboneto X com um mol de H_2 leva à formação do composto Z, de fórmula molecular C_6H_{12}. Os nomes sistemáticos dos compostos X, Y e Z são, respectivamente,

A) hexa-1,3-dieno, 3,4-dibromoex-1-eno e hexano.

B) cicloexeno, 1,4-dibromocicloexano e cicloexano.

C) cicloexeno, 1,2-dibromocicloexano e cicloexano.

D) hexa-1,3-dieno, 1,2-dibromoex-3-eno e hexano.

08. (UFMG) Dois ácidos carboxílicos têm estas representações:

- Ácido I: $CH_3(CH_2)_7CH{=}CH(CH_2)_7COOH$

  Massa molar = 282 $g.mol^{-1}$

- Ácido II: $CH_3(CH_2)_4(CH{=}CHCH_2)_4(CH_2)_2COOH$

  Massa molar = 304 $g.mol^{-1}$

Ambos apresentam, entre outras, reações de neutralização com NaOH e adição de Br_2.

Considerando-se a estrutura e a reatividade dos ácidos representados, é **INCORRETO** afirmar que

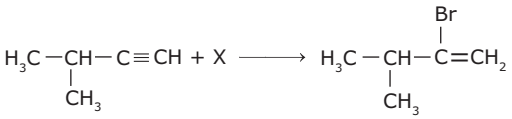
A) a adição de Br_2 a I e a II permite distingui-los de um ácido de cadeia saturada.

B) a neutralização de I e de II leva à formação de água e sabão.

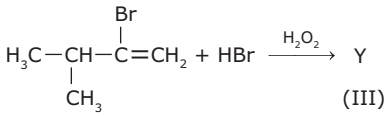
C) um mol de I ou um mol de II reagem com a mesma quantidade de Br_2.

D) um mol de I ou um mol de II reagem com a mesma quantidade de NaOH.

09. (UFF-RJ) Observe o esquema a seguir:



(I) (II)

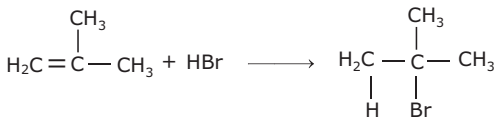


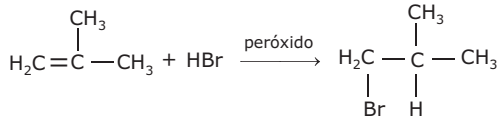
(III)

A partir da análise desse esquema,

A) **ESPECIFIQUE** o reagente X.
B) **DÊ** a fórmula de Y.
C) **INFORME** o nome oficial dos compostos I, II e III.

10. (FUVEST-SP) A adição de HBr a um alceno pode conduzir a produtos diferentes caso, nessa reação, seja empregado o alceno puro ou o alceno misturado a uma pequena quantidade de peróxido.





A) O 1-metilciclopenteno reage com HBr de forma análoga. **ESCREVA**, empregando fórmulas estruturais, as equações que representam a adição de HBr a esse composto na presença e na ausência de peróxido.
B) **DÊ** as fórmulas estruturais dos metilciclopentenos isoméricos (isômeros de posição).
C) **INDIQUE** o metilciclopenteno do item B que forma, ao reagir com HBr, quer na presença, quer na ausência de peróxido, uma mistura de metilciclopentanos monobromados que são isômeros de posição. **JUSTIFIQUE** sua resposta.

11. (VUNESP) Um álcool pode ser obtido pela reação entre um alceno e ácido sulfúrico, em um processo de duas etapas. A primeira etapa envolve um ataque do íon H^+ à dupla- ligação do alceno, ocorrendo sua adição ao átomo de carbono mais hidrogenado (Regra de Markovnikov). A segunda etapa envolve a reação de hidrólise do composto formado na primeira etapa, obtendo-se o álcool correspondente e regenerando o ácido sulfúrico.

ESCREVA

A) as equações balanceadas das duas etapas da reação, quando o alceno utilizado é o propeno.
B) o nome e a fórmula estrutural do álcool obtido no processo.

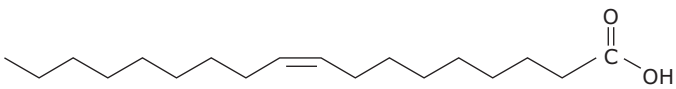
12. (UFOP-MG) O eteno, em condições adequadas, pode sofrer as seguintes transformações:

I. Hidratação
II. Hidrogenação Catalítica
III. Hidrobromação

Essas transformações conduzem, respectivamente, a

A) etano, etanol e bromoetano
B) etano, bromoetano e etanol
C) etanol, bromoetano e etano
D) etanol, etano e bromoetano
E) bromoetano, etanol e etano

13. (UFV-MG–2009) Em 1898, Rudolf Diesel apresentou ao mundo um motor abastecido com óleo de amendoim, bem mais eficiente que os motores a vapor usados na época. A preocupação atual com o desenvolvimento sustentável faz ressurgir o emprego de óleos vegetais nos motores movidos a óleo mineral. A estrutura a seguir representa o ácido oleico, encontrado em grande quantidade no óleo de amendoim:



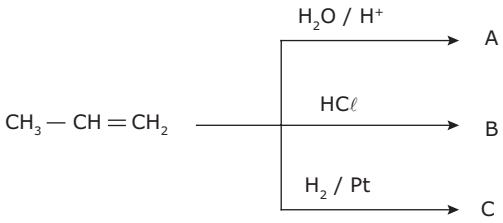
ácido oleico

Com relação às reações que ocorrem com o ácido oleico, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) A reação com etanol, em meio ácido, leva à formação de um éster.
B) A reação com H_2 forma um ácido saturado.
C) A reação com Br_2 é exemplo de uma reação de adição.
D) A reação de adição de água, catalisada por H^+, leva à formação de um diol.

QUÍMICA

14. (FURG-RS–2007) Observe o esquema reacional a seguir:



Sobre esses compostos, é **CORRETO** afirmar que todas as reações são de

A) adição, sendo os produtos, respectivamente: A = 1-propanol; B = 1-cloropropano e C = propano.

B) substituição, sendo os produtos, respectivamente: A = 1-butanol; B = 2-cloropropano e C = propano.

C) substituição, sendo os produtos, respectivamente: A = 1-hidróxi-2-propeno; B = 2-cloro-1-propeno e C = propeno.

D) adição, sendo os produtos, respectivamente: A = 1,2-propanodiol; B = 1,2-dicloropropano e C = propano.

E) adição, sendo os produtos, respectivamente: A = 2-propanol; B = 2-cloropropano e C = propano.

15. (UFPE–2008) Uma reação típica de alquenos é a de adição à ligação dupla C=C. Em relação a essa classe de reações, podemos afirmar o que segue.

( ) O propeno sofre reação de adição de HBr, gerando 2-bromopropano.

( ) O 2-metil-2-buteno sofre reação de adição de Br_2, gerando o 2,3-dibromo-2-metilpropano.

( ) O 2-pentanol pode ser obtido a partir da reação de hidratação (adição de água em meio ácido) do 1-penteno.

( ) A reação de adição de HBr ao 2-metil-2-buteno gera um composto que apresenta um carbono assimétrico.

( ) A reação de adição de Br_2 ao 2-metil-2-buteno gera produtos sem carbono assimétrico (quiral).

GABARITO

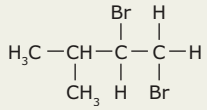
Fixação

01. A 02. B 03. B 04. D 05. C

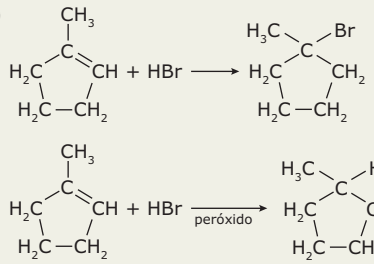
Propostos

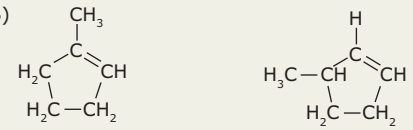
01. F V V
02. A
03. E
04. C
05. A
06. A
07. C
08. C

09. A) HBr

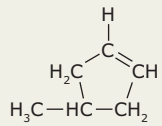
B) 

C) I: 3-metilbut-1-ino
II: 2-bromo-3-metilbut-1-eno
III: 1,2-dibromo-3-metilbutano

10. A) 

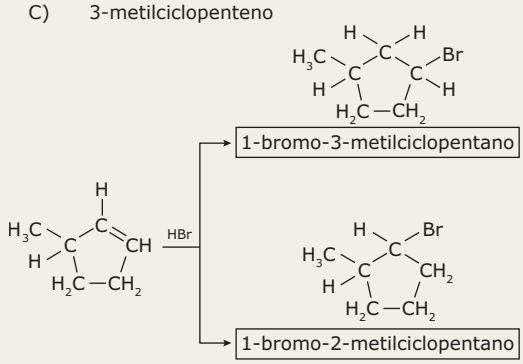
B) 

1-metilciclopenteno 3-metilciclopenteno



4-metilciclopenteno

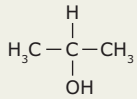
C) 3-metilciclopenteno



A reação na presença de peróxido produzirá os mesmos isômeros de posição, porque os carbonos da dupla-ligação, onde ocorre a adição, são igualmente hidrogenados.

11. A) $CH_3—CH=CH_2 + H_2SO_4 \rightarrow CH_3—CH(OSO_3H)—CH_3$
$CH_3—CH(OSO_3H)—CH_3 + H_2O \rightarrow$
$CH_3—CH(OH)—CH_3 + H_2SO_4$

B) propan-2-ol.



12. D 13. D 14. E 15. V F V F F

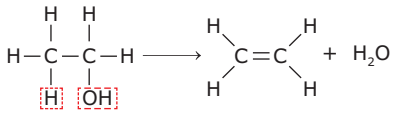
QUÍMICA

Reações de eliminação

MÓDULO 18 FRENTE D

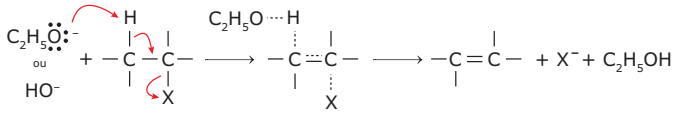
As reações de eliminação constituem outro importante grupo de reações orgânicas. Envolvem a remoção de átomos ou grupos de átomos de uma molécula sem que sejam substituídos por outros. Na maioria dos casos, os átomos ou grupos são removidos de carbonos adjacentes, resultando na formação de uma ligação múltipla.

Exemplo: Desidratação intramolecular do etanol

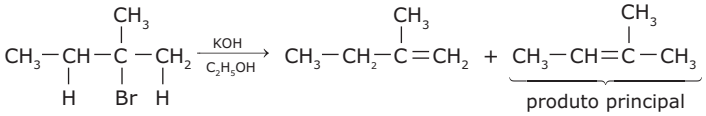


DESIDROALOGENAÇÃO DE HALETOS DE ALQUILA

A desidroalogenação constitui um bom método na síntese de alquenos. A reação consiste em remover um átomo de hidrogênio e um átomo de halogênio ligados a carbonos adjacentes. Para tal, utiliza-se um solvente adequado, entre eles o hidróxido de potássio dissolvido em etanol (denominado potassa alcoólica).



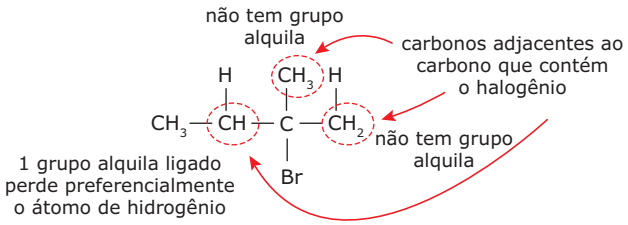
Considere agora a desidroalogenação do 2-bromo-2-metilbutano. Há dois hidrogênios de grupos diferentes adjacentes ao carbono que contém o bromo que são possíveis de serem eliminados.



No entanto, o 2-metilbut-2-eno é o produto principal da reação.

Sabe-se que os alquenos serão tanto mais estáveis quanto mais substituídos forem. Assim, a formação do 2-metilbut-2-eno é favorecida, pois este constitui o alqueno mais estável. Esse comportamento foi observado pela primeira vez pelo químico russo Alexander Saytzeff, em 1875. Sem conhecer o mecanismo reacional, ele formulou a seguinte regra, conhecida hoje como Regra de Saytzeff:

> Na desidroalogenação, o produto da reação que se forma, preferencialmente, é o alqueno que tiver o maior número de grupos alquila ligados aos átomos de carbono da ligação dupla.


não tem grupo alquila
carbonos adjacentes ao carbono que contém o halogênio
não tem grupo alquila
1 grupo alquila ligado perde preferencialmente o átomo de hidrogênio

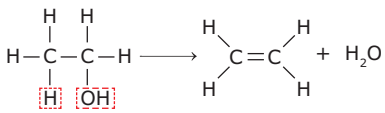
DESIDRATAÇÃO DE ÁLCOOIS

A desidratação de um álcool consiste na eliminação do grupo hidroxila de um carbono e um hidrogênio de outro átomo de carbono (ou outro grupo reagente) com formação de uma molécula de água.

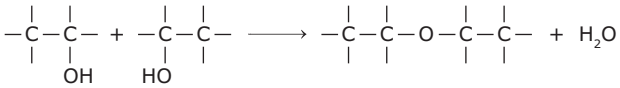
A reação, que naturalmente seria excessivamente lenta, precisa ser catalisada por ácidos e aquecida. Os ácidos geralmente empregados são os ácidos sulfúrico ou fosfórico concentrados. A alta concentração desses ácidos é importante, visto que as desidratações são reversíveis e isso possibilita um baixo percentual de água na mistura reacional, favorecendo, dessa forma, a reação direta.

Há duas possíveis formas de desidratações:

1. O grupo hidroxila e o átomo de hidrogênio são eliminados de carbonos adjacentes.

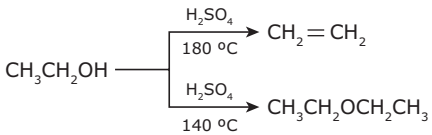


2. O átomo de hidrogênio que se liga ao grupo hidroxila pertence a outro grupo hidroxila.



No primeiro caso, os grupos eliminados pertencem à mesma molécula, sendo a reação denominada desidratação intramolecular, e, como produto, tem-se um alqueno. Já no segundo caso, o hidrogênio e a hidroxila são eliminados de moléculas diferentes, sendo a desidratação intermolecular, e, como produto, tem-se um éter.

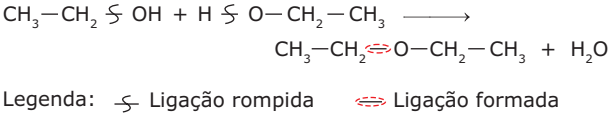
No caso da desidratação intermolecular, a reação ocorre em condições mais brandas de temperatura, por exemplo:



Entretanto, esse método tem utilização limitada, visto que álcoois secundários e terciários sofrem desidratação intramolecular mais facilmente. Lembre-se de que a desidratação leva à formação de carbocátions e que carbocátions primários apresentam baixa estabilidade quando comparados aos secundários ou terciários. Para álcoois terciários, em geral, o produto é exclusivamente o alqueno mais substituído, ou seja, não se produz éteres partindo-se de álcoois terciários.

As reações de desidratação intermoleculares em álcoois podem ser classificadas como reações de eliminação, considerando-se o seguinte critério: essas reações, a partir de reagentes orgânicos, originam um produto orgânico e outro inorgânico. Tal classificação não leva em consideração o mecanismo do processo, ou seja, as etapas que conduzem à formação de produtos nesse tipo de reação. Também são exemplos dessa abordagem as reações de descarboxilação e as reações de desidratação intermoleculares em ácidos carboxílicos.

No exemplo a seguir, o etanol sofre ruptura de uma ligação sigma e formação de outra ligação sigma no processo reacional, ou seja, um grupo foi substituído por outro. Considerando-se o mecanismo do processo, essa reação deveria ser classificada como uma reação de substituição.

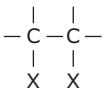


Legenda: Ligação rompida Ligação formada

Entretanto, como a partir de uma substância orgânica (etanol) houve a formação de uma outra substância orgânica (éter etílico) e uma inorgânica (água), essa reação de desidratação pode ser classificada como uma reação de eliminação.

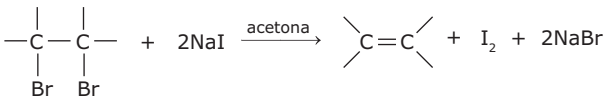
ELIMINAÇÃO DE HALETOS VICINAIS

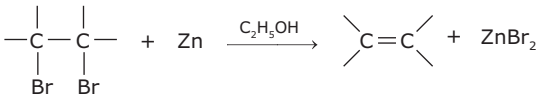
Os dialetos vicinais são compostos dialogenados que têm os halogênios ligados a átomos de carbonos adjacentes.



haleto vicinal

Os dibrometos vicinais podem sofrer desbromação quando tratados com iodeto de sódio dissolvido em acetona, ou por uma mistura de pó de zinco dissolvido em etanol.

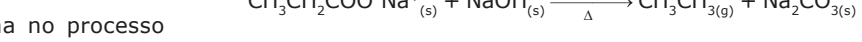




MÉTODO DE DUMAS

Esse processo consiste na eliminação do grupo carboxilato dos sais de ácidos monocarboxílicos saturados a partir do contato com uma mistura denominada cal sodada ($NaOH + Ca(OH)_2$) a seco e a altas temperaturas.

Exemplo:

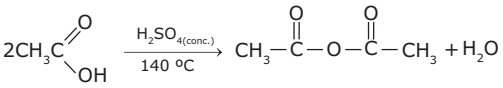


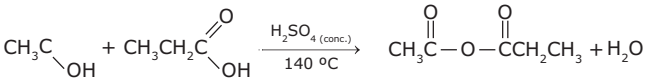
Nesse processo, o alcano formado apresenta um carbono a menos do que o sal que o originou, uma vez que esse carbono formará o produto carbonato de sódio (Na_2CO_3).

DESIDRATAÇÃO INTERMOLECULAR DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Esse processo é semelhante ao processo de desidratação intermolecular entre álcoois. Os principais agentes desidratantes são $H_2SO_{4(conc.)}$, P_2O_5 ou $H_3PO_{4(conc.)}$, todos sob aquecimento.

Exemplos:





EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

01. (UFU-MG) A obtenção do eteno, a partir do cloreto de etila, é uma reação de

A) adição.

B) substituição.

C) pirólise.

D) eliminação.

E) eletrólise.

02. As reações de eliminação são reações nas quais, partindo-se de um único composto orgânico, obtêm-se dois outros compostos, um orgânico e outro que normalmente é a água. Sobre as principais reações de eliminação, em álcoois, assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) As desidratações intermoleculares ocorrem em temperaturas mais altas do que as desidratações intramoleculares.

B) As desidratações intermoleculares produzem éteres enquanto as intramoleculares produzem alcenos.

C) Nas desidratações, os ácidos inorgânicos são utilizados como catalisadores, pois são agentes desidratantes.

D) 2-metilpentan-3-ol por desidratação intramolecular origina em menor quantidade o 4-metilpent-2-eno.

E) O 2-metilpropan-2-ol desidrata com maior facilidade do que o propan-2-ol e este desidrata mais facilmente do que o propan-1-ol.

03. (FAAP-SP) A eliminação de água do álcool n-butílico, em meio ácido, leva à obtenção de dois tipos de compostos, dependendo da temperatura em que se desenvolve a reação. **ESCREVA** as equações das reações de formação desses dois tipos de compostos.

04. (UFLA-MG) O eteno, vulgarmente conhecido como etileno, é produzido por alguns frutos durante o seu amadurecimento. Substâncias pulverizadas sobre árvores frutíferas levam, muitas vezes, à lenta formação do etileno. Todas as reações a seguir levam à produção de etileno, **EXCETO**

A) Desidratação do etanol na presença do ácido.

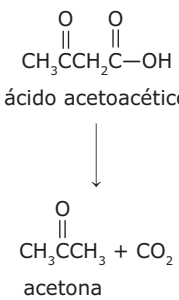
B) Craqueio de alcanos maiores.

C) Desidroalogenação do cloreto de etila em solução alcoólica de hidróxido de potássio.

D) Adição de hidrogênio ao propeno.

E) Eliminação de Br_2 na presença de zinco em pó em meio alcoólico do 1,2-dibromoetano.

05. (UFF-RJ) O "Diabetes Mellitus" é uma doença com várias características. O aumento da produção de acetona na corrente sanguínea é uma dessas características. Como a acetona é uma substância volátil, diabéticos, quando não tratados, possuem um hálito característico chamado "bafo cetônico". No organismo humano, a acetona é produzida por uma série de reações.



A última reação da série mostrada anteriormente pode ser classificada como

A) substituição.

B) esterificação.

C) eliminação.

D) adição.

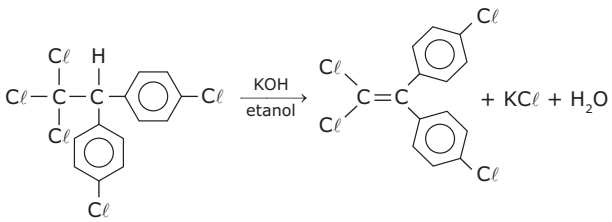
E) polimerização.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFF-RJ) Em amostras coletadas recentemente no rio Guandu, constatou-se a presença do inseticida DDT (dicloro difenil tricloroetano). Essa substância, quando utilizada na agricultura sem os devidos cuidados, pode causar problemas ao homem e ao meio ambiente.

Há insetos resistentes ao DDT, pois são capazes de transformá-lo em uma nova substância sem efeito inseticida – o DDE (dicloro difenil dicloroetileno).

Em laboratório, obtém-se o DDE partindo-se do DDT, por meio da reação



Essa é uma reação específica classificada como

A) redução.

B) substituição nucleofílica.

C) substituição eletrofílica.

D) eliminação.

E) adição.

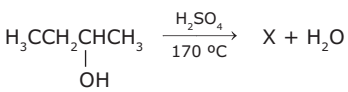
02. (UFPA) Um halogeneto de alquila, com fórmula molecular C_4H_9Br e que apresenta isomeria óptica, foi submetido a reação em presença de KOH.

A) **ESCREVA** a reação completa.

B) **IDENTIFIQUE** os isômeros geométricos obtidos e **ESCREVA** suas fórmulas estruturais.

C) **EXPLIQUE** porque o halogeneto de partida apresenta isomeria ótica.

03. (PUC Minas) Na reação a seguir, o composto X



tem nome oficial de

A) butanona.

B) ácido butanoico.

C) 2-buteno.

D) metilpropeno.

E) etoxietano.

04. (UFPI) Indique, entre as alternativas a seguir, o alceno que é obtido a partir da reação de eliminação (desidratação) do 3-metil-1-butanol, cuja fórmula molecular é $C_5H_{12}O$.

A) 2-metil-3-buteno

B) 3-metil-2-buteno

C) 2-metil-2-buteno

D) 3-metil-1-buteno

E) 2-metil-1-buteno

05. (PUC Minas) A desidratação do 1-butanol leva ao

A) butanal.

B) 2-metilpropeno.

C) 2-buteno.

D) 1-buteno.

06. (PUC Minas) A desidratação intermolecular de álcool forma composto com fórmula geral

A) R—COO—R.

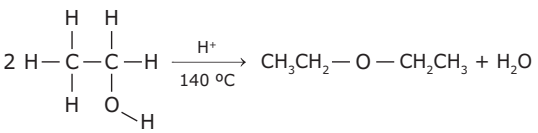
B) C_nH_{2n}.

C) R—CO—R.

D) R—COOH.

E) R—O—R.

07. (Mackenzie-SP) Da reação a seguir equacionada, é **INCORRETO** afirmar que



A) ocorre desidratação intermolecular.

B) um dos produtos formados é um éter.

C) o nome do reagente usado é metanol.

D) a função orgânica do reagente é álcool.

E) moléculas de água são polares.

08. (Cesgranrio) **INDIQUE** os produtos que podem ser obtidos nas desidratações intermoleculares dos álcoois etílico e isopropílico.

09. (UFJF-MG) Conforme a equação a seguir, assinale a alternativa que indica o nome da substância X.

$$X + H_2SO_{4(conc.)} \rightarrow CH_3CH{=}CHCH_3$$

A) 2-butanol

B) 1-butanol

C) ciclobutanol

D) 2-pentanol

10. (UFRGS) Considere a reação e o texto que se seguem.

composto 1 composto 2

As ligações com as representações ◄ e ıılıı indicam, respectivamente, ligações que se aproximam e se afastam do observador.

O *terc*-butanol (composto 1), quando aquecido na presença de um catalisador _____ leva, através de uma reação típica de _____, à formação do isobutileno (composto 2), cujo nome pela IUPAC é _____.

Assinale a alternativa que preenche **CORRETAMENTE** as lacunas do texto, na ordem em que aparecem.

A) ácido – desidratação – 1,1-dimetileteno

B) básico – condensação – 1,1-dimetileteno

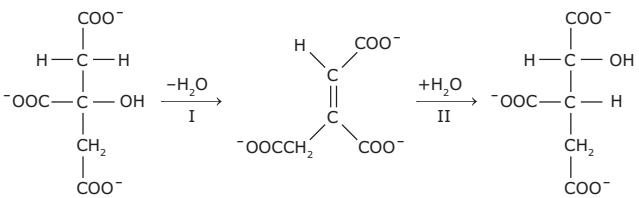
C) metálico – adição – 2-metilpropeno

D) básico – desidratação – 2-metilpropeno

E) ácido – eliminação – 2-metilpropeno

11. (UFMG) Nos sistemas vivos, observam-se as reações I e II, catalisadas por enzimas:

citrato ⟶ *cis*-aconitato ⟶ isocitrato



Sobre essas duas reações, todas as afirmativas estão corretas, **EXCETO**

A) A reação I é uma desidratação.

B) A reação II é uma hidratação.

C) *cis*-aconitato é isômero de citrato e isocitrato.

D) *cis*-aconitato possui cinco carbonos trigonais.

E) Citrato e isocitrato são isômeros de posição.

12. (UFF-RJ) Quando cicloexanol é tratado com H_2SO_4 e aquecimento, há produção de um hidrocarboneto. Esse hidrocarboneto reage com o ácido bromídrico, formando um único produto.

A) **REPRESENTE** as equações químicas de ambas as reações.

B) **DÊ** o nome (IUPAC) dos produtos formados em ambas as reações.

13. (Unicruz-RS) Os álcoois, por desidratação intramolecular e intermolecular, respectivamente, dão origem a

A) éster e éter.

B) éter e aldeído.

C) alcano e éster.

D) alcano e ácido carboxílico.

E) alceno e éter.

14. (FUVEST-SP) O etanol, em condições adequadas, pode sofrer as seguintes transformações: desidratação intermolecular, desidratação intramolecular e desidrogenação. Essas transformações conduzem, respectivamente, a

A) éter etílico, etileno e acetaldeído.

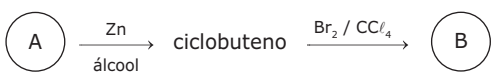
B) etileno, éter etílico e acetaldeído.

C) etileno, éter etílico e ácido acético.

D) acetileno, éter etílico e acetaldeído.

E) etileno, formaldeído e éter etílico.

15. (UFJF-MG) Marque a alternativa **CORRETA** para os compostos orgânicos A e B envolvidos nas reações representadas no esquema a seguir:



A) A apresenta ligação hidrogênio (ponte de hidrogênio) intermolecular.

B) A apresenta cadeia carbônica insaturada.

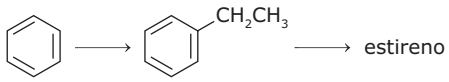
C) B apresenta cadeia carbônica ramificada.

D) B apresenta cadeia carbônica insaturada.

E) A e B podem ser o mesmo composto.

QUÍMICA

16. (Unimontes-MG–2010) O estireno é matéria-prima para a fabricação do polímero poliestireno, muito utilizado na indústria para produzir vários utensílios domésticos. O processo de síntese do estireno é mostrado, de forma simplificada, a seguir:



Sabendo-se que o nome sistemático do estireno é etenilbenzeno (vinilbenzeno), a reação usada para se chegar ao estireno, a partir do etilbenzeno, é a

A) acilação de Friedel-Crafts.

B) desidrogenação catalítica.

C) substituição aromática.

D) hidrogenação catalítica.

GABARITO

Fixação

01. D

02. A

03. $CH_3(CH_2)_3OH + HO(CH_2)_3CH_3 \xrightarrow[\Delta]{H^+} CH_3(CH_2)_3O(CH_2)_3CH_3 + H_2O$ (éter)

$CH_3CH_2CH_2CH_2OH \xrightarrow[\Delta]{H^+} CH_3CH_2CH{=}CH_2 + H_2O$ (alceno)

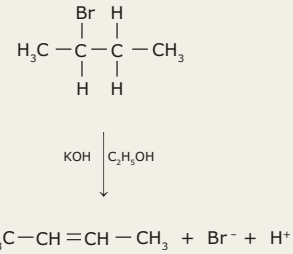
04. D

05. C

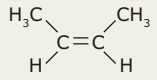
Propostos

01. D

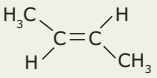
02. A)



$H_3C{-}CH{=}CH{-}CH_3 + Br^- + H^+$

B) 

cis-but-2-eno



trans-but-2-eno

C) O halogeneto de partida apresenta um átomo de carbono assimétrico, portanto, possui isômeros capazes de desviar a luz plano-polarizada.

03. C

04. D

05. D

06. E

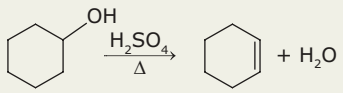
07. C

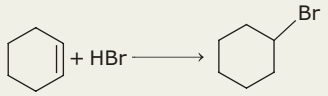
08. Etóxietano, etóxi-isopropano e isopropóxi-isopropano.

09. A

10. E

11. C

12. A) I 

II 

B) Cicloexeno e bromocicloexano

13. E

14. A

15. E

16. B

QUÍMICA

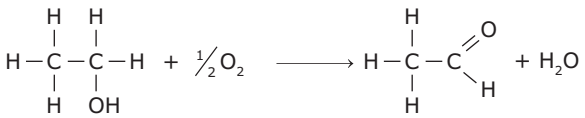
Reações de oxidação

MÓDULO 19 FRENTE D

Reações de oxidação são aquelas que envolvem aumento no estado de oxidação (NOx) dos átomos presentes em uma molécula ou um composto. Em outras palavras, uma espécie oxida quando perde elétrons. Assim, a oxidação necessariamente será acompanhada por uma redução, ou seja, haverá outra espécie que ganhará elétrons.

A origem da palavra oxidação refere-se ao aumento do teor de oxigênio. Atualmente, o termo é muito mais amplo e envolve perda de elétrons, independentemente da presença de oxigênio. Ainda assim, para processos orgânicos classificados como reações de oxidação, iremos considerar aqueles nos quais uma substância orgânica (denominada redutora) reage com uma substância inorgânica (denominada oxidante). Haverá, então, aumento do número de átomos de oxigênio ou diminuição do número de átomos de hidrogênio no composto orgânico em questão.

Exemplo:



redutor oxidante

As substâncias inorgânicas mais frequentemente usadas como oxidantes são: permanganato de potássio ($KMnO_4$), dicromato de potássio ($K_2Cr_2O_7$), ozônio (O_3) e oxigênio molecular (O_2).

Diversos processos de oxidação de compostos orgânicos nos acompanham a todos os instantes.

O dicromato de potássio, juntamente com o ácido sulfúrico (solução alaranjada), constitui a solução presente no bafômetro, que, ao reagir com o álcool presente nos pulmões após a ingestão de bebidas alcoólicas, formará uma solução verde. Esta, por sua vez, permitirá identificar o teor de álcool no organismo da pessoa que fez o teste. Isso nada mais é que a oxidação das moléculas de álcool.

A cerveja é, geralmente, comercializada em garrafas de vidro escuro ou em latas, para evitar a oxidação do etanol a ácido acético, uma reação acelerada pela luz. Atualmente, pode-se encontrar essa bebida em garrafas de vidro transparente, pois o álcool etílico está protegido por uma substância antioxidante.

Os antioxidantes atuam ligando-se a átomos de oxigênio (radicais livres), impedindo-os de atacarem as moléculas de DNA e de membranas celulares. A vitamina E, excelente antioxidante, quando ingerida na dose média de 40 mg por dia, dificulta o aparecimento do câncer de próstata. Outras substâncias, como polifenóis presentes nos chás verde e preto, são importantes na prevenção do câncer de mama, estômago, pulmão, pele e outros, além de prevenirem queimaduras de pele.

JORNAL CORREIO BRAZILIENSE, 02 abr. 1998 (Adaptação).

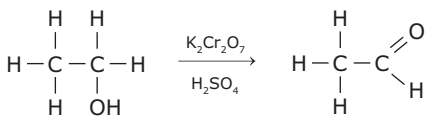
OXIDAÇÃO EM ÁLCOOIS

A oxidação de álcoois é conhecida desde a antiguidade. O vinho, por exemplo, pode se transformar em vinagre pela ação do oxigênio do ar atmosférico. É por isso que em adegas, as garrafas de vinho são colocadas inclinadas, para que a rolha fique constantemente úmida. Isso dificultará a entrada de ar atmosférico. Contudo, esse processo é lento e pode ser ainda mais retardado pela presença de antioxidantes.

Em alguns casos, essa reação é desejada e pode ser induzida pela presença de agentes oxidantes fortes, tais como $KMnO_4$ ou $K_2Cr_2O_7$ em meio ácido, originando compostos carbonílicos e / ou carboxílicos. No entanto, apenas álcoois primários e secundários podem ser oxidados nas condições descritas.

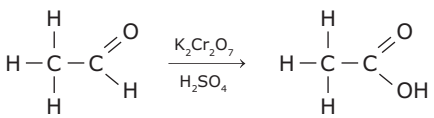
Álcoois primários

A oxidação envolve a remoção de um hidrogênio do carbono que contém a hidroxila e a formação de uma carbonila; logo, há produção de um aldeído.



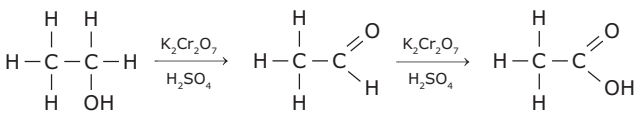
álcool primário aldeído

Como os agentes oxidantes empregados são fortes, dificilmente a reação para nessa etapa. Observe que o composto resultante ainda apresenta um hidrogênio no carbono que agora contém a carbonila e, assim, pode haver uma nova oxidação com formação de uma hidroxila.



aldeído ácido carboxílico

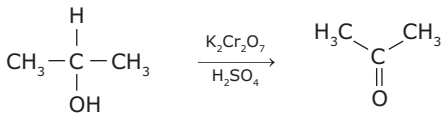
Dizemos, então, que o processo global é representado por:



álcool primário aldeído ácido carboxílico

Álcoois secundários

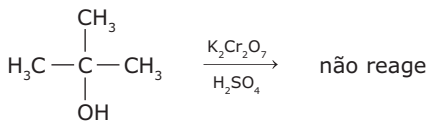
Assim como na oxidação de álcoois primários, a oxidação de álcoois secundários envolve a remoção de um hidrogênio do carbono que contém a hidroxila e a formação de uma carbonila. Entretanto, nesse caso, haverá produção de uma cetona.



Como não há hidrogênios ligados ao carbono carbonílico, não é possível uma oxidação posterior, portanto, o produto da oxidação de álcoois secundários serão exclusivamente cetonas.

Álcoois terciários

Álcoois terciários não apresentam hidrogênio ligado ao carbono que contém a hidroxila, logo, não é possível, por métodos discutidos aqui, produzir carbonila. Isso implica dizer que álcoois terciários não reagem com $KMnO_4$ ou com $K_2Cr_2O_7$, em meio ácido.



Resumindo:

Tipo de carbono ligado à hidroxila	Produto obtido
Primário	Aldeído como intermediário que se transformará em ácido carboxílico
Secundário	Cetona
Terciário	Não sofre oxidação

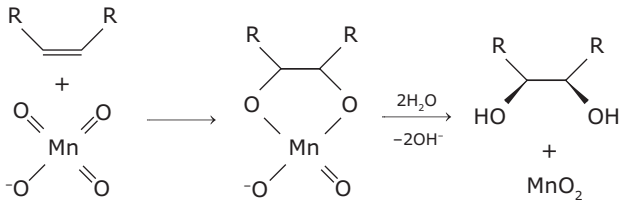
OXIDAÇÃO EM ALQUENOS

Os alquenos sofrem muitas reações em que os carbonos formadores da dupla-ligação são oxidados. Para tal, o alqueno é colocado para reagir com um agente oxidante e pode ocorrer de três formas: oxidação branda, oxidação enérgica e ozonólize.

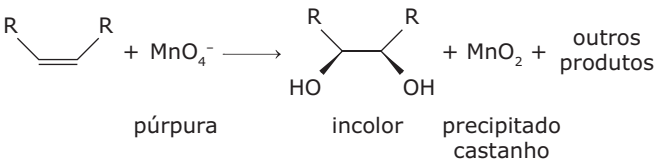
Oxidação branda

Os alquenos se convertem em dióis (álcoois que apresentam dois grupos hidroxilas) por vários métodos. Nesse caso, a reação de oxidação consiste apenas na ruptura da ligação π e é denominada oxidação branda.

Uma forma bastante comum de se fazer essa reação consiste em reagir o alqueno com permanganato de potássio em meio neutro ou ligeiramente básico, a frio (o termo a frio significa apenas que o sistema não foi aquecido). Essas condições brandas são essenciais para impedir a subsequente oxidação do diol.

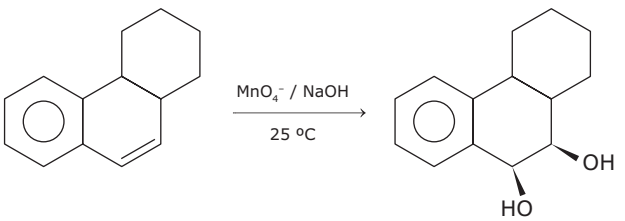


Além de ser um importante método de síntese dos 1,2-dióis (álcoois que apresentam dois grupos hidroxilas em carbonos adjacentes), a reação entre alquenos e $KMnO_4$ constitui um importante método para caracterizar alquenos. Assim como no teste de bromo (discutido no estudo sobre reações de adição), essa reação é marcada pela mudança de cor, porém, nesse caso, de púrpura (característica da solução de $KMnO_4$) para incolor (os dióis são incolores) e pela formação de um precipitado castanho de MnO_2.



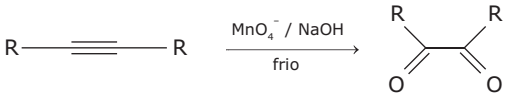
Esse teste é conhecido como Teste de Baeyer, em homenagem ao químico alemão Adolf Von Baeyer.

Outro exemplo de oxidação branda é mostrado a seguir. Note que as ligações duplas presentes no anel aromático não sofrem modificações.



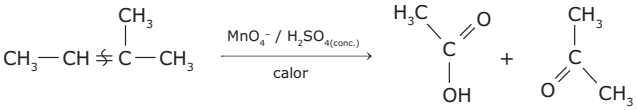
OBSERVAÇÃO

- Os alquinos também podem ser oxidados por soluções de permanganato, de forma similar àquela discutida para os alquenos. Os produtos esperados seriam álcoois nos quais os dois átomos de carbonos adjacentes apresentariam quatro grupos hidroxilas. No entanto, esses produtos seriam muito instáveis, pois o que verdadeiramente se produz são dialdeídos, dicetonas ou compostos aldocetônicos (compostos que apresentam carbonilas aldeídicas e cetônicas simultaneamente).



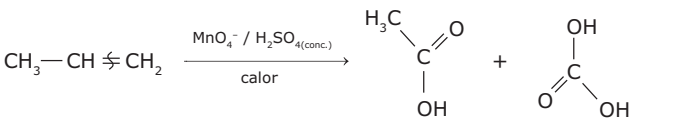
Oxidação Enérgica

A oxidação de alquenos também pode ser feita utilizando-se $KMnO_4$ aquecido e em meio ácido. Nesse caso, a oxidação é conhecida como oxidação enérgica e haverá clivagem da ligação dupla carbono-carbono. Dependendo da posição da ligação dupla, poderão ser produzidos ácidos carboxílicos, cetonas e até gás carbônico. O $KMnO_4$ pode ser substituído por $K_2Cr_2O_7$ também em meio ácido.



ácido carboxílico cetona

Note que haverá cisão da ligação dupla com formação de carbonila em cada um dos carbonos que continha a dupla-ligação. Caso esses carbonos contenham hidrogênio, haverá oxidação com formação de uma hidroxila. Assim, o carbono da dupla que for dissubstituído levará à formação de cetona, enquanto o carbono monossubstituído levará à formação de um ácido carboxílico. Por raciocínio semelhante, alquenos terminais levarão à produção de CO_2. Nesse caso, a reação pode ser evidenciada por formação de bolhas, devido à presença do gás carbônico.



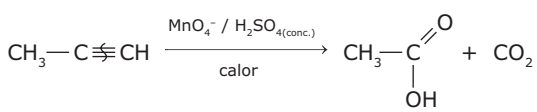
ácido carboxílico — produto instável se decompõe em CO_2 e H_2O

Resumindo:

Tipo de carbono da insaturação	Produto obtido
Primário	$CO_2 + H_2O$
Secundário	Ácido carboxílico
Terciário	Cetona

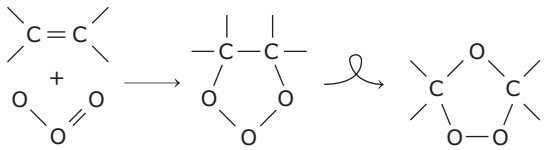
OBSERVAÇÃO

- Os alquinos também sofrem oxidação enérgica, e o processo é similar ao discutido para os alquenos. No entanto, tem-se agora uma ligação tripla. Dessa forma, haverá produção de ácidos carboxílicos se o carbono da tripla for monossubstituído e de gás carbônico para alquinos terminais.

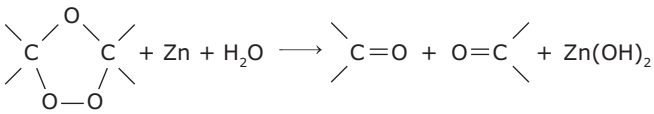


Ozonólise

Os alquenos também podem ser oxidados pela reação com ozônio. Nesse caso, há formação de compostos instáveis denominados molozonídeo, que se rearranja para formar o ozonídeo. Este, por sua vez, ao ser tratado com zinco e água, forma compostos carbonílicos (aldeídos e / ou cetonas).

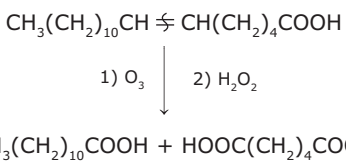


molozonídeo ozonídeo

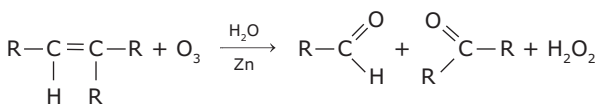


Observe que, ao contrário da oxidação enérgica, não há produção de ácido carboxílico, e sim de aldeído ou cetona.

Ainda assim, é possível sintetizar ácidos carboxílicos por ozonólise. Para tal, deve-se adicionar ao sistema um agente oxidante que possibilite a conversão do aldeído em ácido carboxílico. Industrialmente, isso ocorre na produção do ácido láurico (utilizado na produção de detergentes) e do ácido adípico (usado na confecção do náilon). A substância usada é peróxido de hidrogênio na ausência de zinco.

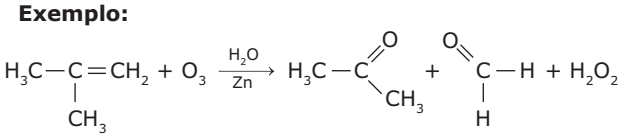


Em linhas gerais, na ozonólise ocorre a substituição da ligação C=C pela ligação C=O.



alceno aldeído cetona

Exemplo:



(acetona) propanona (formol) metanal

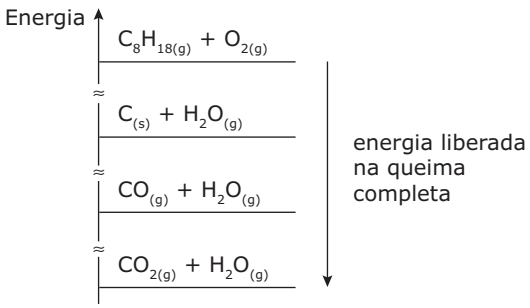
Resumindo:

Tipo de carbono da insaturação	Produto obtido
Primário	Metanal
Secundário	Aldeído com dois ou mais carbonos
Terciário	Cetona

REAÇÕES DE COMBUSTÃO

O termo combustão é usado para designar uma reação rápida de uma substância com oxigênio molecular, acompanhada por emissão de calor e chama visível ou invisível. Substâncias inorgânicas podem ser usadas como combustíveis. Um bom exemplo é o gás hidrogênio. No entanto, neste momento, nossa atenção estará voltada para combustíveis orgânicos, tais como gasolina, querosene, álcool etílico, entre outros.

As reações de combustão podem ser completas ou parciais. Nas primeiras, haverá maior liberação de energia. Na combustão parcial, o produto obtido ainda pode sofrer uma nova reação, liberando quantidade adicional de energia. Observe o diagrama a seguir para a queima do octano – principal constituinte da gasolina.



A combustão dos hidrocarbonetos é bastante comum na vida diária. A gasolina, o gás de cozinha, o gás natural e o diesel são exemplos de misturas cuja maior parte da composição é de hidrocarbonetos. Como estes são formados por carbono e hidrogênio, ao reagirem com oxigênio molecular, também haverá produção de compostos contendo carbono e hidrogênio. O carbono é oxidado a CO_2, enquanto o hidrogênio é convertido em H_2O.

$$\text{hidrocarbonetos} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

As reações seguintes ilustram a combustão completa do butano (presente no gás de cozinha) e do octano (presente na gasolina).

$$C_4H_{10(g)} + \frac{13}{2}O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 5H_2O_{(g)}$$

$$C_8H_{18(g)} + \frac{25}{2}O_{2(g)} \rightarrow 8CO_{2(g)} + 9H_2O_{(g)}$$

Quando a concentração de oxigênio disponível para a combustão não é muito alta, pode haver oxidação parcial do carbono, com formação de monóxido de carbono (CO) ou fuligem (representada simplificadamente por C).

$$C_8H_{18(g)} + \frac{17}{2}O_{2(g)} \rightarrow 8CO_{(g)} + 9H_2O_{(g)}$$

$$C_8H_{18(g)} + \frac{9}{2}O_{2(g)} \rightarrow 8C_{(s)} + 9H_2O_{(g)}$$

A formação de monóxido de carbono constitui um problema ambiental, pois esse gás é um gás muito tóxico, e a fuligem, embora tenha utilidades industriais, quando dispersa no ar, também constitui um poluente e é cancerígena.

Alguns compostos orgânicos, que também apresentam características de combustíveis, podem ainda conter oxigênio e enxofre.

O etanol, também usado como combustível em veículos automotores, apresenta como produtos de sua combustão completa CO_2 e H_2O, desde que a reação tenha oxigênio suficiente.

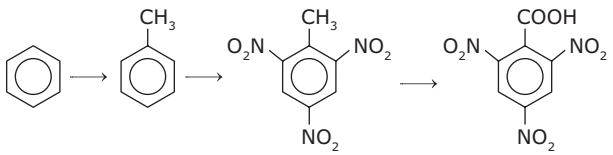
$$C_2H_5OH_{(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)}$$

Para compostos contendo enxofre, embora exista a possibilidade de formação de SO_3, usualmente o SO_2 é formado, o que constitui um problema ambiental.

$$C_2H_5SH_{(g)} + \frac{9}{2}O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 3H_2O_{(g)} + SO_{2(g)}$$

EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

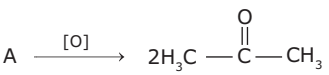
01. (UFOP-MG–2009) Considere a seguinte rota de síntese, que envolve o trinitrotolueno (TNT), um explosivo extremamente vigoroso.

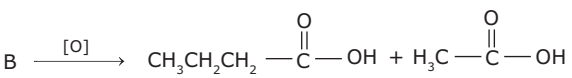


Assinale a alternativa que apresenta uma reação que **NÃO** está presente nesse esquema.

A) Redução
B) Oxidação
C) Alquilação
D) Nitração

02. (UFV-MG) Dois alquenos A e B, de fórmula C_6H_{12}, foram oxidados sob condições enérgicas, na presença de $KMnO_4$, fornecendo diferentes produtos, conforme representação a seguir:





A) **COMPLETE** o quadro a seguir:

Estrutura de A	Estrutura de B

B) **REPRESENTE** um composto de fórmula molecular C_6H_{12} que **NÃO** reagiria sob as mesmas condições de oxidação apresentadas.

03. (UFMG–2007 / Adaptado) A cachaça é uma bebida alcoólica constituída por cerca de 45% de etanol, em volume, e muitos outros componentes.
Nesta tabela, estão representados três outros álcoois também encontrados na cachaça:

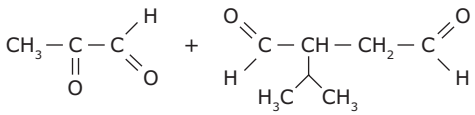
Álcool	Fórmula estrutural
I	$CH_3—OH$
II	$CH_3—CH_2—CH_2—OH$
III	$CH_3—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{\vert}{CH}}—CH_2—OH$

Para melhorar sua qualidade degustativa, essa bebida deve ser envelhecida em tonéis de madeira. Durante esse envelhecimento, ocorrem diversas reações – entre outras, oxidação de álcoois e de aldeídos e esterificações.

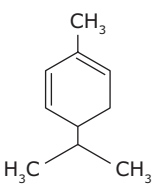
A) **ESCREVA** a equação química balanceada da reação de oxidação do álcool III pelo oxigênio, $O_{2(g)}$, para formar um ácido carboxílico.

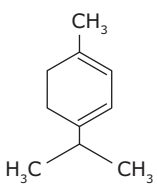
B) **ESCREVA** a equação química balanceada da reação de oxidação do álcool II pelo oxigênio, $O_{2(g)}$, para formar um aldeído.

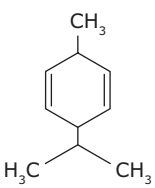
04. (UFVJM-MG–2009) O α-felandreno, um componente do óleo essencial que é extraído do *Eucaliptus phellandra*, fornece, após ozonólise seguida de hidrólise, em presença de zinco, os seguintes compostos:

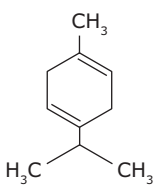


Tendo em vista os produtos formados pela ozonólise, pode-se afirmar que a estrutura do α-felandreno é:

A) 

C) 

B) 

D) 

05. (Mackenzie-SP)

$$C_8H_{18} + O_2 \xrightarrow{\Delta} CO_2\uparrow + H_2O$$

Da equação não balanceada anterior, conclui-se que

A) representa uma reação de combustão.
B) o produto gasoso é uma substância pura simples.
C) representa uma reação de eliminação.
D) na reação de 1 mol de C_8H_{18}, obtêm-se 8 mol de H_2O.
E) representa uma reação de substituição.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

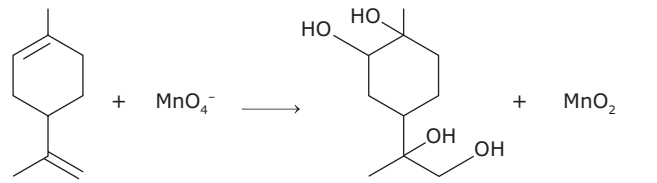
01. (UFJF-MG) Um hidrocarboneto de massa molar 70 $g.mol^{-1}$ apresenta cadeia carbônica alifática insaturada (com apenas uma ligação π), não apresenta isomeria geométrica e nem isomeria óptica, mas possui em sua cadeia um átomo de carbono que, além de ser terciário, é do tipo sp^3.

Sobre o citado hidrocarboneto, pede-se:

A) O nome e a fórmula estrutural plana.

B) O nome e a fórmula estrutural plana do composto orgânico resultante da reação do hidrocarboneto em questão com permanganato de potássio em meio neutro.

02. (UERJ–2010) Substâncias com ligações duplas entre carbonos reagem com o íon permanganato, de cor violeta, em meio básico ou neutro, formando um álcool e o dióxido de manganês, de cor marrom. Esse processo é usado, por exemplo, na identificação do limoneno, um dos constituintes do aroma de frutas cítricas, conforme esquematizado na equação química simplificada:



limoneno permanganato álcool dióxido de manganês

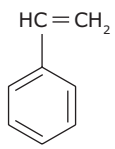
A mudança da cor violeta para a cor marrom, em presença do íon permanganato, também se verifica com o seguinte composto orgânico:

A) 3-etil-2-hexeno
B) 3-cloro-octano
C) 2-metilpentanal
D) 2-bromo-3-heptanona

03. (Cesgranrio) Assinale qual dos compostos a seguir, quando oxidado pelo $KMnO_4$ em meio ácido, irá produzir apenas acetona.

A) 2-buteno
B) 2-metil-2-buteno
C) 2-butino
D) 2,3-dimetil-2-buteno
E) 1,5-butadieno

04. (UFOP-MG) Considere a estrutura do estireno, substância usada na fabricação da borracha sintética.



A oxidação exaustiva de Bayer na cadeia lateral do estireno produz

A) álcool benzílico.
B) aldeído benzoico.
C) ácido acético.
D) ácido benzoico.

QUÍMICA

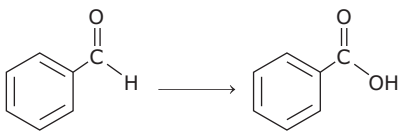
05. (UFV-MG) A preparação e a conservação do vinho estão sujeitas a alterações microbianas que prejudicam a sua qualidade. A mais conhecida dessas alterações é a transformação do etanol do vinho em ácido acético, formando o vinagre, representada pelo esquema a seguir:

$$\underset{\text{etanol}}{CH_3CH_2OH} \xrightarrow{I} A \xrightarrow{II} \underset{\text{ácido acético}}{CH_3COOH}$$

Assinale a alternativa **INCORRETA**.

A) A é uma acetona.
B) A é um composto carbonílico.
C) I e II representam etapas de oxidação.
D) A reage com reagente de Grignard para fornecer um álcool secundário.
E) A apresenta fórmula molecular C_2H_4O.

06. (UFV-MG–2010) O benzaldeído é um líquido incolor com odor de amêndoas amargas, bastante utilizado em perfumaria. Com o passar do tempo, é comum se observar a deposição de cristais de ácido benzoico no fundo de um frasco contendo benzaldeído, em função da transformação química representada a seguir.



benzaldeído ácido benzoico

Sobre os compostos anteriores, assinale a afirmativa **INCORRETA**.

A) O benzaldeído pode ser obtido pela reação de redução do ácido benzoico.
B) A reação do benzaldeído com solução de NaOH produz um composto iônico.
C) O ácido benzoico resulta da oxidação do benzaldeído com O_2 atmosférico.
D) O benzaldeído e o ácido benzoico formam ligações de hidrogênio com a água.

07. (UFMG) Os bafômetros mais simples são pequenos tubos descartáveis com uma mistura que contém ânions dicromato (de cor amarelo-alaranjada) em meio ácido. A detecção da embriaguez é visual, pois a reação do dicromato com o álcool leva à formação do cátion Cr^{3+} (de cor verde). Essa reação pode ser representada simplificadamente por

$$Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + 3CH_3CH_2OH_{(g)} + 8H^+_{(aq)} \rightarrow 2Cr^{3+}_{(aq)} + 7H_2O_{(\ell)} + 3CH_3CHO_{(aq)}$$

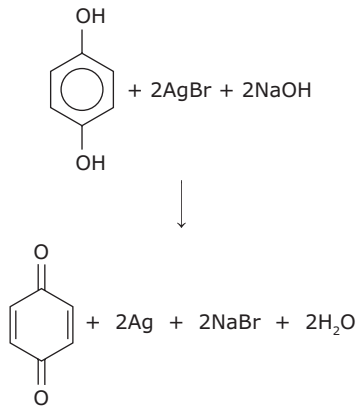
Sobre essa reação, assinale a alternativa **FALSA**.

A) O álcool é oxidado a ácido carboxílico.
B) O pH do sistema aumenta devido à reação.
C) O dicromato age como oxidante na reação.
D) O número de oxidação inicial do cromo é +6.

08. (PUC Minas) A oxidação do ácido lático (ácido 2-hidroxipropanoico) dá origem ao seguinte composto de função mista:

A) Álcool e ácido.
B) Aldeído e cetona.
C) Fenol e álcool.
D) Cetona e ácido.
E) Éster e ácido.

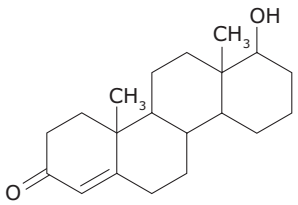
09. (UFMG) Em revelação de fotografias preto e branco, utiliza-se a hidroquinona, que reage com brometo de prata ativado pela luz, em meio básico, de acordo com a seguinte equação:



Com relação à reação anterior, pode-se afirmar **CORRETAMENTE** que

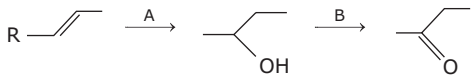
A) a prata foi reduzida durante o processo.
B) a reação ocorre sem variação de pH.
C) o bromo foi oxidado durante o processo.
D) o produto orgânico obtido na reação é aromático.
E) o reagente orgânico apresenta átomos de carbono tetraédrico.

10. (UFES) A testosterona, hormônio sexual masculino, é um esteroide polifuncional com a estrutura a seguir. É possível afirmar que a testosterona pode



A) ser hidrogenada quando tratada com H_2SO_4 diluído.
B) ser oxidada quando tratada com $K_2Cr_2O_7$ em meio ácido.
C) ser oxidada quando tratada com H_2 em presença de níquel.
D) ser reduzida quando tratada com $KMnO_4$ diluído e a frio.
E) ser desidratada por tratamento com OH^- a quente.

11. (UEL-PR–2007) Um processo laboratorial para conversão de alcenos em cetonas de mesma cadeia carbônica consiste na prévia conversão do alceno (I) em álcool (II), etapa A, e posterior conversão deste último na cetona (III), etapa B, conforme o esquema a seguir:



I II III

As reações utilizadas para essas duas conversões devem ser, respectivamente,

A) oxidação de I e redução de II.

B) hidratação de I e redução de II.

C) redução de I e hidrogenação de II.

D) hidratação de I e oxidação de II.

12. (Unicamp-SP) Considere os álcoois 1-butanol e 2-butanol, ambos de fórmula molecular C_4H_9OH.

Qual deles produzirá, por oxidação, butanal (um aldeído) e butanona (uma cetona)?

ESCREVA as fórmulas estruturais dos quatro compostos orgânicos mencionados, colocando seus respectivos nomes.

13. (UFMG) Num laboratório químico, havia três frascos que continham, respectivamente, um alcano, um álcool e um alqueno. Foram realizados experimentos que envolviam reações orgânicas com o intuito de identificar a função da substância presente em cada frasco. O quadro a seguir mostra os resultados obtidos:

	Reagentes utilizados	
Frasco	Br_2 / $CC\ell_4$	$KMnO_4$
A	Não reage	Não reage
B	Reage	Reage
C	Não reage	Reage

A) **IDENTIFIQUE** as funções orgânicas das substâncias contidas nos frascos **A**, **B** e **C** e **CITE** um exemplo de cada uma, através de sua fórmula estrutural.

B) **ESCREVA**, usando o exemplo apresentado no item A, a equação que representa a reação da substância do frasco B com o bromo (Br_2 / $CC\ell_4$). Utilize as fórmulas estruturais das substâncias orgânicas envolvidas.

14. (FCMMG–2008) Considere as substâncias, cujas estruturas estão representadas a seguir, para responder à questão que se segue.

$CH_3CH_2CH_2OH$ (I) $\quad CH_3CH_2CHO$ (III) $\quad CH_3COCH_3$ (V)

$CH_3CH_2OCH_3$ (II) $\quad CH_3CHOHCH_3$ (IV)

Com relação às reações que podem ocorrer com as substâncias, a afirmativa **ERRADA** é:

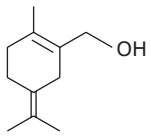
A) O produto da desidratação da substância I é uma substância que reage com uma solução de bromo em $CC\ell_4$.

B) A hidrogenação catalítica da substância III produz a substância I.

C) A substância IV reduz os íons Ag^+ do reagente de Tollens.

D) A substância V é o produto da oxidação da substância IV.

15. (UFMG) O geraniol é um óleo extraído de flores:



Essa substância é submetida a duas reações consecutivas:

$$\text{geraniol} \xrightarrow{2H_2} A \xrightarrow{K_2Cr_2O_7 \,/\, H_2SO_4} B$$

REPRESENTE a estrutura do produto A, obtido pela reação do geraniol com 2 mol de hidrogênio.

A cor da mistura reacional muda, durante a formação de B, de alaranjado para azul-esverdeado opaco, devido à redução de cromo (VI) a cromo (III). **REPRESENTE** a estrutura de B.

16. (UFMG) A ozonólise e posterior hidrólise em presença de zinco do 2-metil-3-etil-2-penteno produz

A) cetona e aldeído.

B) cetona, aldeído e álcool.

C) somente cetonas.

D) aldeído e álcool.

E) cetona, aldeído e ácido carboxílico.

17. (PUC Minas) A ozonólise do composto metil-2-buteno, seguida de hidrólise, em presença de zinco metálico, produz

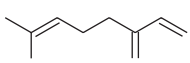
A) propanal e etanal.

B) metanal e etanal.

C) etanal e propanona.

D) propanal e propanona.

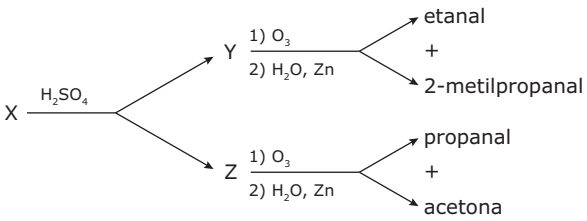
18. O mirceno é uma substância presente na cerveja, responsável pelo seu sabor amargo característico. Sua estrutura é a seguinte:



A) Quantos produtos orgânicos diferentes se espera obter na ozonólise no mirceno?

B) Quantos produtos orgânicos diferentes se espera obter na oxidação enérgica do mirceno?

19. (UFOP-MG–2007) Considere a sequência de reações:



A) **DÊ** a estrutura de X.

B) **DÊ** a equação da reação de Z com ácido clorídrico gasoso e anidro.

C) Qual dos produtos, Y ou Z, apresenta estereoisomeria geométrica?

20. (UFMG) A queima de acetona forma um gás que, borbulhado em solução de hidróxido de cálcio, produz um precipitado branco.

Em todas as alternativas, as substâncias relacionadas às reações descritas estão corretamente representadas por suas fórmulas, **EXCETO**

A) O_2 C) $CaCO_2$ E) CH_3COCH_3

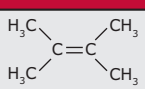
B) CO_2 D) $Ca(OH)_2$

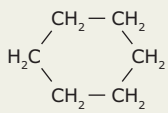
GABARITO

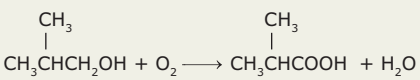
Fixação

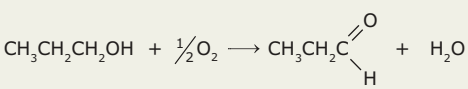
01. A

02. A)

Estrutura de A	Estrutura de B
	$CH_3CH_2CH_2CH{=}CHCH_3$

B)  cicloexano

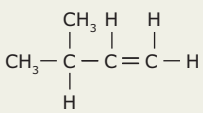
03. A) 

B) 

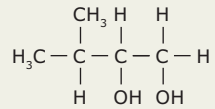
04. A

05. A

Propostos

01. A) 

3-metilbut-1-eno

B) 

3-metilbutan-1,2-diol

02. A

03. D

04. D

05. A

06. B

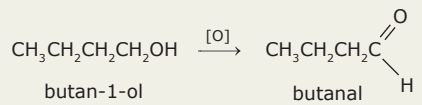
07. A

08. D

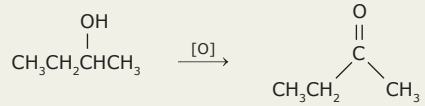
09. A

10. B

11. D

12. 

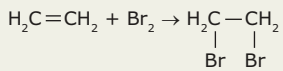
butan-1-ol butanal



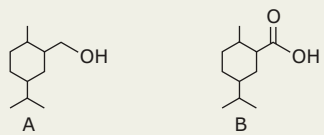
butan-2-ol butan-2-ona

13. A)

Frasco	Função	Exemplo
A	Alcano	$CH_3{-}CH_3$
B	Alceno	$CH_2{=}CH_2$
C	Álcool	$CH_3{-}CH_2{-}OH$

B) 

14. C

15. 

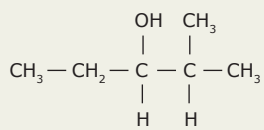
A B

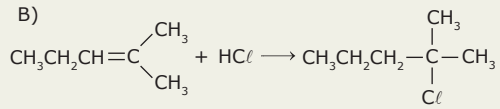
16. C

17. C

18. A) 3

B) 2

19. A) 

B) 

C) O produto Y.

20. C

QUÍMICA

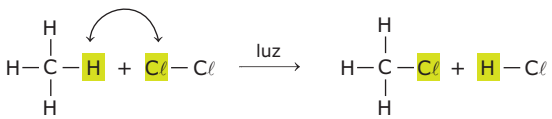
Reações de substituição

MÓDULO 20 FRENTE D

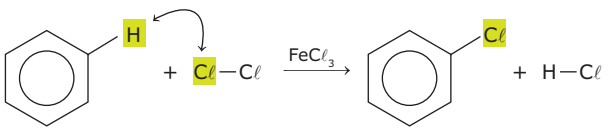
Os alcanos, assim como os compostos aromáticos, são razoavelmente estáveis. Ainda assim, participam de diversas reações orgânicas. A pergunta é: como isso ocorre? Os alcanos são compostos saturados, e os compostos aromáticos, embora insaturados, apresentam ressonância, o que dificulta a ruptura das ligações pi (π).

Na realidade, as principais reações de que esses compostos participam são as de substituição, ou seja, processos em que um átomo ou grupo de átomos em uma molécula reagente é substituído por outro. Os exemplos a seguir ilustram isso:

Reação I



Reação II



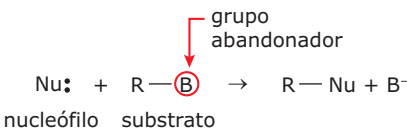
Além de alcanos e compostos aromáticos diversos, outros compostos podem sofrer reações de substituição, como haletos, álcoois, ácidos carboxílicos, entre outros.

Conforme a sequência de etapas que conduz à substituição, esta pode ser classificada em substituição nucleofílica, eletrofílica e via radicalar (radicais livres).

SUBSTITUIÇÃO NUCLEOFÍLICA

As reações de substituição nucleofílica ocorrem a partir de um reagente deficiente de elétrons que será "atacado" por um nucleófilo.

> Nucleófilo é uma espécie que apresenta par(es) de elétrons não compartilhado(s), portanto, apresenta afinidade com o centro deficiente em elétrons.

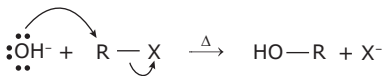


Substituição nucleofílica em haletos de alquila

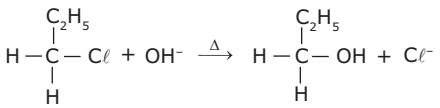
Essas reações consistem em substituir um haleto de uma molécula orgânica por outro átomo ou grupo de átomos.

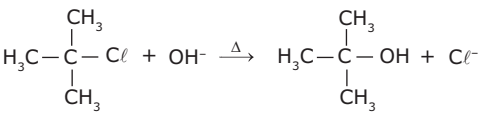
Síntese de álcoois

Nesse caso, o grupo de entrada ou nucleófilo é um íon hidróxido.



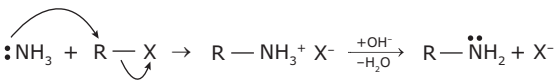
Exemplos:



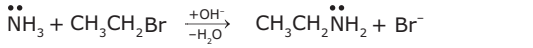


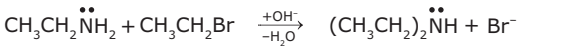
Síntese de aminas

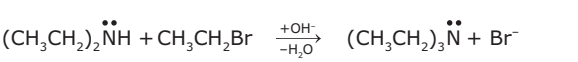
Nesse caso, o grupo de entrada ou nucleófilo é a amônia ou uma amina.



Exemplos:







O método é similar ao discutido no item anterior, no entanto é bastante limitado. A limitação deve-se à frequência com que podem ocorrer alquilações múltiplas. A menos que condições especiais sejam empregadas (por exemplo, excesso de amônia, tal como 1,0 mol de haleto de alquila para 70 mol de amônia), dificilmente se obtêm aminas primárias. Essas aminas reagem novamente com os haletos de alquilas, formando aminas secundárias, que, por sua vez, reagem formando aminas terciárias.

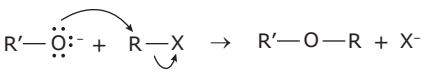
Síntese de éteres

Nesse caso, o grupo de entrada ou nucleófilo é o grupo alcóxido ($R—O^-$).

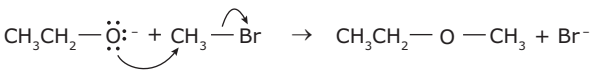
O grupo alcóxido corresponde a um álcool desprotonado. Ele pode ser obtido fazendo-se reagir um álcool com sódio metálico, conforme mostrado a seguir:

$$R—OH + Na \rightarrow R—O^-Na^+ + \tfrac{1}{2}H_2$$

O grupo alcóxido reage com um haleto de alquila, produzindo o éter correspondente. Esse processo é denominado método de Williamson e oferece grande variedade de possibilidades, sendo, portanto, muito usado em sínteses. Os haletos de alquila usados são, em geral, primários.



Exemplo:

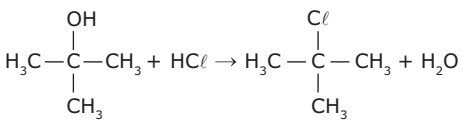


Síntese de haletos de alquila

Nesse caso, o grupo de entrada ou nucleófilo é o grupo haleto.

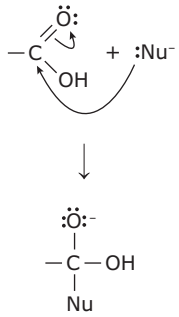
$$R—OH + HX \rightarrow R—X + H_2O$$

Exemplo:



Substituição nucleofílica em ácidos e derivados de ácidos carboxílicos

A característica central de ácidos e derivados de ácidos carboxílicos que possibilitam a substituição nucleofílica é a presença da carbonila. O carbono da carbonila encontra-se polarizado positivamente, de forma que ele pode sofrer um "ataque" por um nucleófilo. Nessa situação, a ligação π da dupla se rompe, e o oxigênio, que é bastante eletronegativo, acomoda com relativa facilidade os elétrons da ligação.



Esterificação

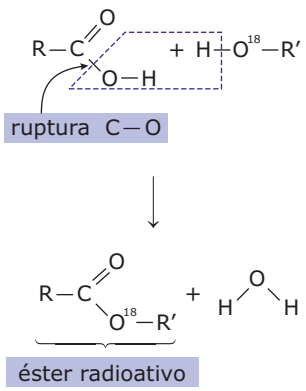
Os ácidos carboxílicos reagem com álcoois, formando ésteres. A reação envolve uma desidratação intermolecular e é denominada esterificação.

$$R—COOH + R'—OH \rightleftharpoons R—COOR' + H_2O$$

A reação é catalisada por ácidos fortes, por exemplo, ácido sulfúrico. No entanto, o ácido utilizado catalisa também a reação inversa. Para favorecer a reação direta, usualmente, emprega-se um agente secante em excesso, que remove a água que vai se formando.

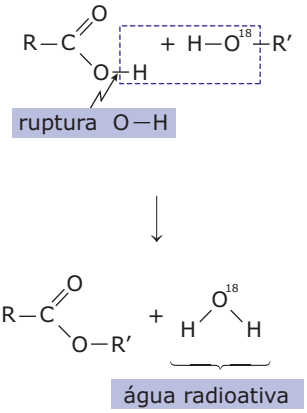
Com a utilização do isótopo O^{18} (radioativo), pode-se descobrir qual reagente eliminará o grupo da hidroxila para a formação da água.

- **Eliminação da hidroxila do ácido carboxílico**



Verifica-se esse caminho quando os álcoois reagentes são primários e, raramente, quando são secundários.

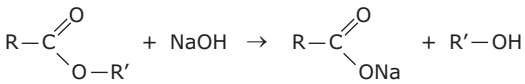
- **Eliminação da hidroxila do álcool**



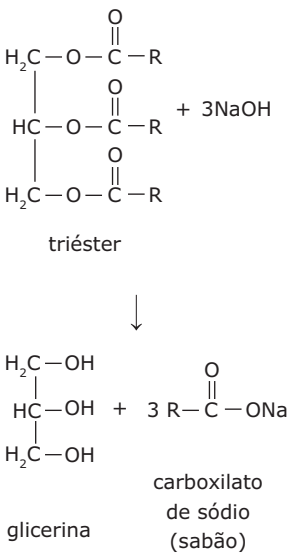
O mecanismo desse processo envolve a formação de um carbocátion estável. Portanto, verifica-se esse caminho quando os álcoois reagentes são secundários e terciários, pois seus carbocátions são mais estáveis.

Hidrólise básica de ésteres

Um éster pode ser hidrolisado em meio básico, produzindo carboxilato e álcool.



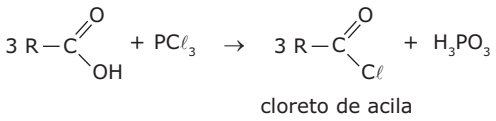
A produção de sabão envolve a hidrólise alcalina de um éster.

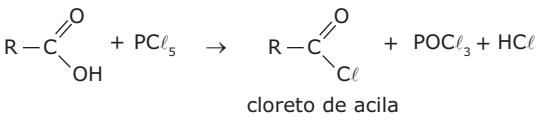


Observe que os sabões são sais de sódio (também podem ser de potássio) de ácidos graxos. Isso possibilita a interação do sabão tanto com a gordura (pela cadeia carbônica) quanto com a água (pelo grupo iônico).

Formação de cloretos de acila

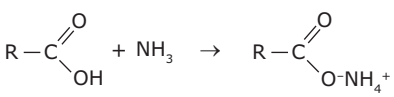
Os cloretos de acila são os derivados mais reativos dos ácidos carboxílicos. Assim, é necessário o uso de reagentes especiais para sintetizá-los. Entre os mais usuais estão $PC\ell_3$ (tricloreto de fósforo) e $PC\ell_5$ (pentacloreto de fósforo), que reagem com ácido carboxílico dando bons rendimentos.

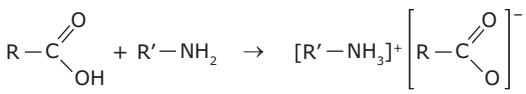




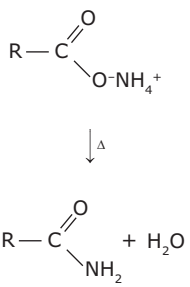
Formação de amidas

Os ácidos carboxílicos (ácidos orgânicos) reagem com amônia (base inorgânica) ou aminas (bases orgânicas), formando carboxilatos de amônio.

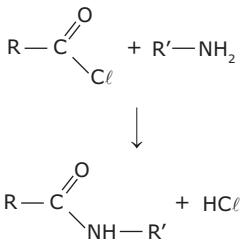




Em solução aquosa, os carboxilatos de amônio são bastante estáveis, de forma que não ocorre substituição nucleofílica. Porém, se a água for evaporada e o sal aquecido, ocorre desidratação, com consequente formação de amida.

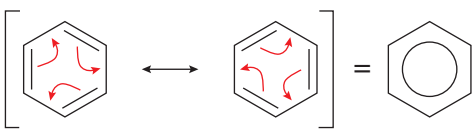


As amidas também podem ser preparadas, fazendo-se reagir cloreto de acila com aminas ou amônia. O método é mais eficiente e, portanto, mais utilizado que o discutido anteriormente, pois o cloreto de acila é mais reativo que o ácido carboxílico.



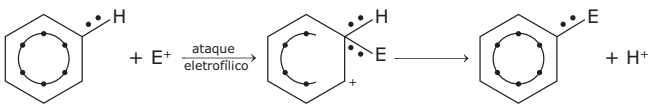
SUBSTITUIÇÃO ELETROFÍLICA EM COMPOSTOS AROMÁTICOS

Os compostos benzênicos são, usualmente, identificados pela presença de um ciclo de seis carbonos que apresenta deslocalização eletrônica, tal como:



Analisando-se a figura anterior, pode-se observar que o benzeno (e, portanto, seus derivados) apresenta alta densidade eletrônica. Logo, ele constitui um substrato que pode ser facilmente atacado por um eletrófilo, o que justifica o nome **substituição eletrofílica aromática**.

> Eletrófilo é uma espécie que apresenta deficiência de elétrons, seja um cátion ou uma espécie com um orbital vazio, e, portanto, possui afinidade pelo centro rico em elétrons.



carbocátion

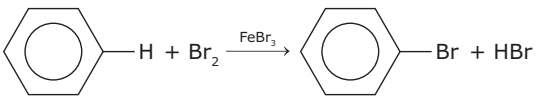
As substituições eletrofílicas aromáticas possibilitam a introdução de uma grande variedade de grupos no anel benzênico, o que permite a síntese de diversos produtos importantes na indústria. Essas reações ocorrem em duas etapas: adição eletrofílica e eliminação.

Substituição eletrofílica no benzeno

A fórmula molecular do benzeno é C_6H_6, o que revela um alto índice de insaturação. De fato, encontram-se três ligações π por anel benzênico, o que o torna susceptível ao ataque eletrofílico (assim como ocorre nos alquenos). No entanto, a deslocalização eletrônica (no anel benzênico são necessários os seis elétrons π) confere estabilidade ao benzeno e aos seus derivados. Por isso, a reação de substituição (ao contrário da adição) nesses compostos é mais facilitada já que possibilita a regeneração dos seis elétrons π.

Reação de Halogenação

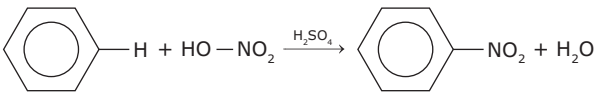
Envolve a substituição de um átomo de hidrogênio do anel por um átomo de halogênio da molécula de X_2.



Em condições ambiente, o benzeno reage com os halogênios (cloro ou bromo) apenas na presença de ácidos de Lewis, tais como $FeC\ell_3$, $FeBr_3$ ou $A\ell C\ell_3$.

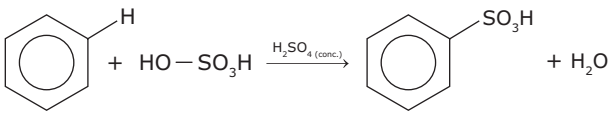
Reação de Nitração

Envolve a substituição de um átomo de hidrogênio do anel por um grupo nitro (NO_2) da molécula de HNO_3.



Reação de Sulfonação

Envolve a substituição de um átomo de hidrogênio do anel por um grupo sulfono (SO_3H) da molécula de H_2SO_4.

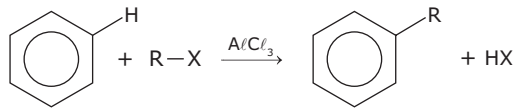


A reação se torna mais rápida caso seja utilizado ácido sulfúrico fumegante, no qual há alta concentração de SO_3. Ainda assim, observa-se que todas as etapas estão, na realidade, em equilíbrio.

$$2H_2SO_4 \rightleftharpoons SO_3 + H_3O^+ + HSO_4^-$$

Reação de Alquilação (Friedel - Crafts)

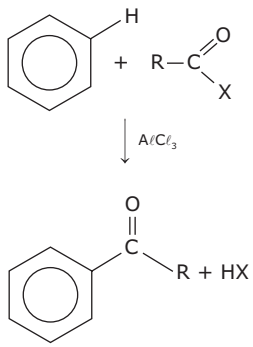
Envolve a substituição de um átomo de hidrogênio do anel por um grupo alquila da molécula de R—X.



Essa reação foi descoberta por um químico francês, Charles Friedel, e por seu colaborador, James Crafts, o que justifica o seu nome. Trata-se de uma reação de grande importância, pois inclui uma série de possibilidades para rotas sintéticas.

Reação de Acilação (Friedel - Crafts)

Envolve a substituição de um átomo de hidrogênio do anel por um grupo acila da molécula de R—CO—X.



Substituição eletrofílica em derivados do benzeno

A presença de grupos substituintes altera a reatividade do anel benzênico frente ao ataque eletrofílico. Alguns grupos aumentam a densidade eletrônica do anel benzênico, portanto aumentam a velocidade da substituição eletrofílica. Tais grupos são denominados ativadores, pois facilitam a entrada de outro grupo substituinte. Outros grupos diminuem a densidade eletrônica do anel benzênico e, consequentemente, diminuem a velocidade da substituição eletrofílica. Tais grupos são denominados desativadores, pois dificultam a entrada de outro grupo substituinte.

Grupos ativadores

Os grupos ativadores orientam as substituições eletrofílicas para as posições orto-para do anel benzênico e são denominados orto-para orientadores ou orto-para dirigentes. Alguns exemplos são:

$$—CH_3;\ —C_2H_5;\ —OH;\ —NH_2;\ —NHR;\ —OCH_3$$

Para uma melhor compreensão do assunto, é preciso lembrar que

- os grupos alquil são doadores de elétrons, já que aumentam a densidade eletrônica do carbono ao qual se encontram ligados e, consequentemente, do anel benzênico;
- oxigênio, nitrogênio e halogênios apresentam pares de elétrons não ligantes que podem ser "oferecidos" ao anel benzênico, aumentando a sua densidade eletrônica e, consequentemente, facilitando o ataque de um eletrófilo.

Grupos desativadores

Os grupos desativadores orientam as substituições eletrofílicas para as posições meta do anel benzênico e são denominados metaorientadores ou metadirigentes.

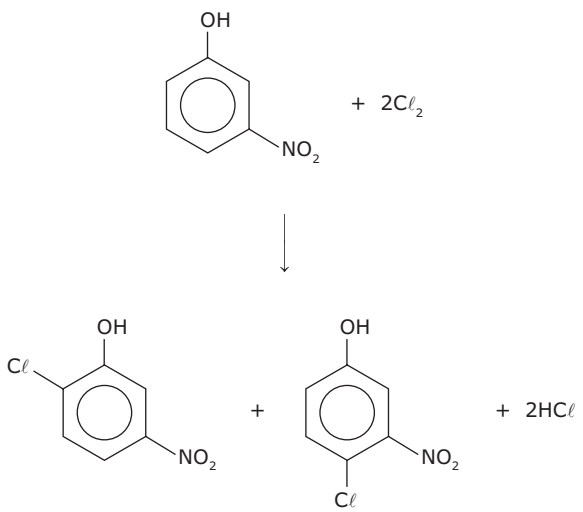
Alguns exemplos são:

$$—NO_2;\ —CN;\ —HSO_3;\ —CHO;\ —COOH$$

Uma exceção a ser considerada é a dos halogênios (—Cℓ; —Br), que são grupos desativadores fracos, porém, orto-para orientadores.

Geralmente, os grupos metadirigentes são insaturados ou possuem ligações coordenadas (dativas) e apresentam pares de elétrons π, atraindo elétrons do núcleo aromático. Isso diminui a densidade eletrônica no anel benzênico, o que faz com que a reação fique relativamente mais lenta. Ainda assim, o ataque ocorre preferencialmente na posição meta.

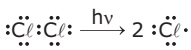
Se em um composto houver, concomitantemente, um grupo orto-para e um metadirigente, a reação acontecerá segundo o radical orto-para dirigente, pois ele é um grupo ativador, enquanto o metadirigente é desativador.



SUBSTITUIÇÃO RADICALAR EM ALCANOS

Até agora, foram estudadas as reações que envolviam cisões heterolíticas de ligações. No entanto, caso a ligação ocorra entre átomos com eletronegatividades iguais ou muito próximas, a cisão da ligação pode ocorrer homoliticamente.

Lembre-se de que, nesses casos, os elétrons envolvidos na ligação se distribuem uniformemente entre os átomos. Assim, a ruptura da ligação leva à formação de duas espécies que apresentam um elétron desemparelhado.



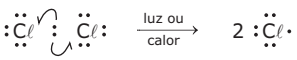
Os alcanos apresentam apenas ligações σ. Os átomos ligantes (C—H ou C—C) apresentam eletronegatividades muito próximas, não ocorrendo formação de centros ricos ou deficientes em elétrons. Logo, não há reações de substituição eletrofílica ou nucleofílica.

De fato, as reações envolvendo alcanos envolvem ruptura homolítica de ligações, favorecidas na fase gasosa com a presença de luz ou de aquecimento.

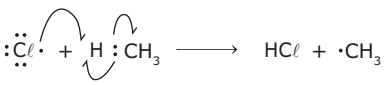
Considere como exemplo a reação de metano com cloro:

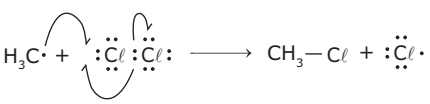
Essa reação é muito lenta (praticamente não se realiza) na ausência de luz e a frio, mas é muito rápida na presença de luz ultravioleta, mesmo a frio. A figura a seguir representa a sequência de etapas nas quais essa reação ocorre.

Iniciação

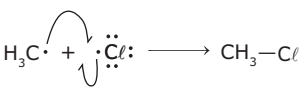


Propagação



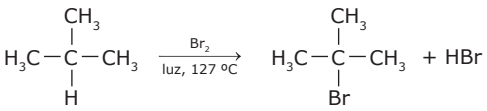


Finalização



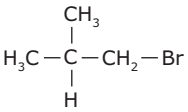
A primeira etapa é a iniciação, na qual a molécula de cloro absorve fóton de luz ultravioleta (hν) e se desdobra em átomos de cloro. Essas espécies são muito reativas, pois apresentam um elétron desemparelhado. Um deles ataca a molécula de metano, ligando-se ao hidrogênio e originando HCℓ. Isso leva à formação de radicais metila, que são muito reativos. Estes atacam a molécula de $C\ell_2$, ligando-se a um dos cloros dessa molécula para formar $H_3C—C\ell$. O outro radical cloro fica livre, o que permite a propagação da reação. A finalização da reação ocorre se os radicais metila reagirem com os átomos de cloro livres.

Considere agora o exemplo a seguir:

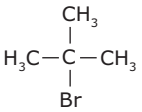


produto final

Nesse exemplo, há dois tipos de hidrogênio – ligado a carbono primário e ligado a carbono terciário –; portanto, dois produtos seriam possíveis.

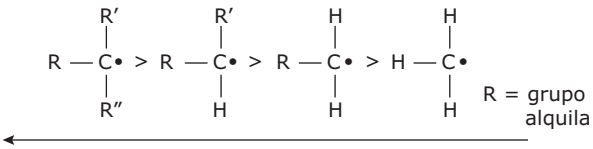


1-bromo-2-metilpropano



2-bromo-2-metilpropano

No entanto, cerca de 99% do produto formado correspondem ao 2-bromo-2-metilpropano. A explicação para isso é muito similar àquela usada para os carbocátions, pois a estabilidade relativa dos radicais alquila é:

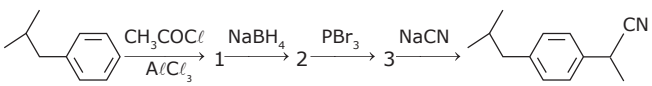


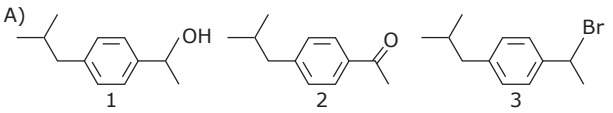
estabilidade relativa dos radicais

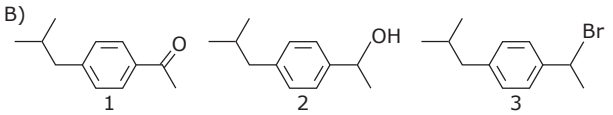
Assim, a estabilidade relativa do radical formado pela cisão homolítica da ligação C—H do carbono terciário é maior em relação àquela do carbono primário, levando ao referido produto principal.

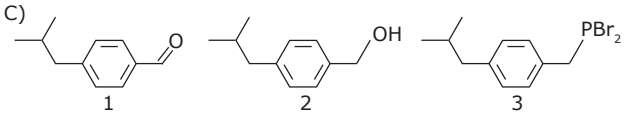
EXERCÍCIOS DE FIXAÇÃO

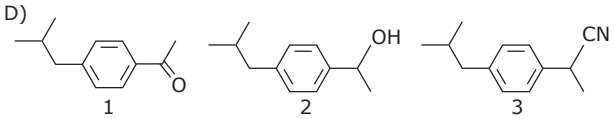
01. (UFJF-MG–2010) O ibuprofeno é um fármaco do grupo dos anti-inflamatórios não esteroides, sendo também analgésico e antipirético, frequentemente usado para o alívio sintomático da dor de cabeça, da dor dentária e da dor muscular. Com base no esquema de reação da síntese de um precursor do ibuprofeno, assinale a alternativa que representa os intermediários **CORRETOS** 1, 2 e 3 que podem ser incluídos nas reações.

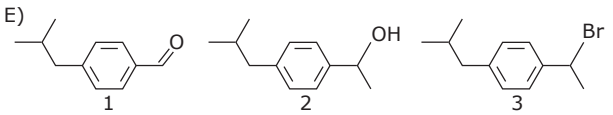


A) 

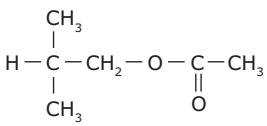
B) 

C) 

D) 

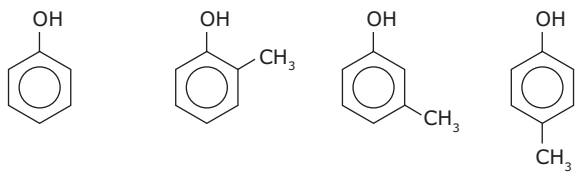
E) 

02. (Unicamp-SP) O éster responsável pelo aroma do rum tem a seguinte fórmula estrutural:



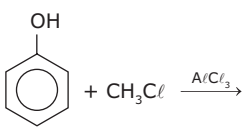
ESCREVA as fórmulas estruturais do ácido e do álcool a partir dos quais o éster poderia ser formado.

03. (UFF-RJ) Os fenóis são compostos orgânicos oxigenados. Muitos são utilizados como desinfetantes para uso doméstico e alguns são os principais constituintes do carvão mineral. Indica-se, a seguir, as estruturas de componentes do carvão mineral, alguns dos quais estão presentes no desinfetante conhecido por "creolina".



I fenol — II *o*-cresol — III *m*-cresol — IV *p*-cresol

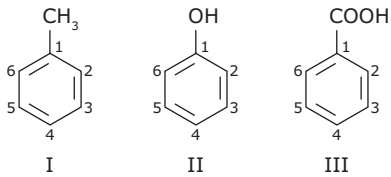
Considere a reação:



Nessa reação, os produtos principais são os que apresentam suas estruturas indicadas por

A) I e II.
B) I e IV.
C) II e III.
D) II e IV.
E) III e IV.

04. (UFU-MG–2007) Considere as informações a seguir:



Com relação aos benzenos monossubstituídos anteriores, as **POSSÍVEIS** posições nas quais ocorrerá monocloração em I, II e III são, respectivamente,

A) 3 e 4; 2 e 5; 3.
B) 2 e 4; 2 e 4; 3.
C) 2 e 4; 2 e 5; 4.
D) 3 e 4; 2 e 4; 4.

05. (UFV-MG) A monocloração de um alcano, em presença de luz ultravioleta, produziu os compostos 2-cloro-2-metilpropano e 1-cloro-2-metilpropano. O nome do alcano é

A) pentano.
B) butano.
C) isopropano.
D) metilbutano.
E) metilpropano.

EXERCÍCIOS PROPOSTOS

01. (UFJF-MG) A reação $C_4H_9Br + NaOH \rightarrow C_4H_9OH + NaBr$ é do tipo

A) substituição eletrófila.
B) adição nucleófila.
C) adição eletrófila.
D) eliminação nucleófila.
E) substituição nucleófila.

02. (UERJ) Os feromônios são substâncias secretadas por animais para atrair outro animal da mesma espécie, marcar trilhas, advertir de perigo, etc. Nas abelhas, o feromônio de defesa da colmeia é a heptan-2-ona. Essa substância pode ser sintetizada pela sequência reacional a seguir:

$$\text{2-bromo-heptano} \xrightarrow[H_2O]{NaOH} X \xrightarrow{[O]} \text{heptan-2-ona}$$

ESCREVA as fórmulas estruturais planas e as nomenclaturas, de acordo com a IUPAC, para

A) a substância X.
B) um isômero plano de posição da heptan-2-ona.

QUÍMICA

03. (Mackenzie-SP–2007) Da halogenação a seguir equacionada, considere as afirmações I, II, III e IV.

$$aCH_4 + bC\ell_2 \xrightarrow{\lambda} CHC\ell_3 + cX$$

I. Representa uma reação de adição.

II. Se o coeficiente do balanceamento a é igual a 1, então b e c são iguais a 3.

III. O produto X tem fórmula molecular $HC\ell$.

IV. Um dos reagentes é o metano.

Das afirmações feitas, estão **CORRETAS**

A) I, II, III e IV.

B) I e IV, somente.

C) II, III e IV, somente.

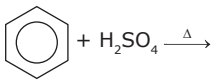
D) II e III, somente.

E) I, II e III, somente.

04. (FCC-SP) Dados os seguintes reagentes e condições de reação:

I. $C_2H_6 + Br_2 \xrightarrow{luz}$

II. $C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{catalisador}$

III.  $+ H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta}$

As reações que ocorrem, respectivamente, por adição e substituição são

A) I e II.
C) II e I.
B) I e III.
D) III e I.

05. (Mackenzie-SP) Em relação à sequência de reações

aromático + cloro-metano $\xrightarrow{Ⓐ}$ Ⓑ + ácido clorídrico

Ⓑ $\xrightarrow[\Delta]{KMnO_{4(ácido)}}$ ácido benzoico + água

ácido benzoico + $HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4}$ Ⓒ + água

são feitas as seguintes afirmações:

I. A substância Ⓐ pode ser o $A\ell C\ell_3$ ou qualquer outro ácido de Lewis.

II. A substância Ⓑ é o etilbenzeno.

III. A primeira e a terceira reações são do tipo "substituição eletrófila".

IV. O composto Ⓒ é o ácido 3-nitrobenzoico, sendo que a carboxila é um grupo metadirigente e ativante do anel.

São **CORRETAS** as afirmações

A) I, somente.
B) III, somente.
C) I e III, somente.
D) II e IV, somente.
E) I, II e IV, somente.

06. (UFMG) Durante o cozimento de peixes ou carnes, são formadas amidas, resultantes de reações de aminas primárias, RNH_2, com ácidos graxos ou os respectivos ésteres.

A equação química correspondente é

A) $RNH_2 + R'CH_2OH \rightarrow RNHOCH_2R + H_2$.

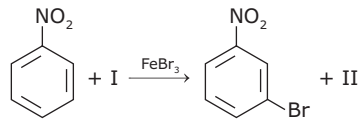
B) $RNH_2 + R'COR' \rightarrow RNHCOR' + R'H$.

C) $RNH_2 + R'COOR' \rightarrow RNHOCOR' + R'H$.

D) $RNH_2 + R'COOR' \rightarrow RNHCOR' + R'COH$.

E) $RNH_2 + R'COOR'' \rightarrow RNHCOR' + R''OH$.

07. (UFV-MG) Substâncias que apresentam anéis benzênicos em suas estruturas podem sofrer reações de substituição eletrofílica, conforme o exemplo a seguir, em que o $FeBr_3$ atua como catalisador.



Entre as alternativas a seguir, assinale aquela que corresponde aos compostos I e II.

A) I = Br_2 e II = $FeBr_2$

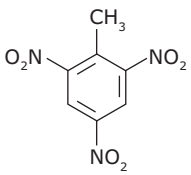
B) I = NaBr e II = NaH

C) I = HBr e II = H_2

D) I = HBr e II = H^+

E) I = Br_2 e II = HBr

08. (EFOA-MG) Trinitrotolueno (TNT), representado a seguir, além de ser um sólido amarelo cristalino, instável, é um explosivo muito potente.



TNT

Sobre esse composto, é **INCORRETO** afirmar que

A) o TNT é preparado pela reação de nitração do tolueno.

B) a instabilidade do TNT pode ser explicada pela presença de três grupos nitro (NO_2) doadores de elétrons.

C) o ácido nítrico é utilizado na preparação de TNT.

D) o anel da molécula de TNT possui 6 elétrons π.

E) a molécula de TNT possui um anel aromático tetrassubstituído.

09. (UFTM-MG / Adaptado) Os xilenos podem ser sintetizados a partir do tolueno (metilbenzeno). Na substituição do H pelo grupo metil no tolueno, tem-se como principal produto o composto

A) *o*-xileno, *p*-xileno e *m*-xileno.

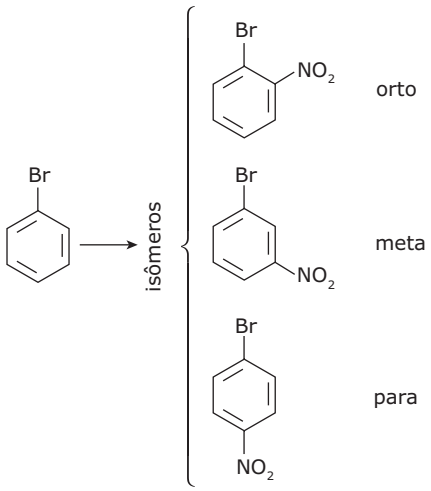
B) *m*-xileno e *p*-xileno.

C) *o*-xileno e *m*-xileno.

D) *o*-xileno e *p*-xileno.

E) *m*-xileno.

10. (FUVEST-SP) Quando se efetua a reação de nitração do bromobenzeno, são produzidos três compostos isoméricos mononitrados:



Efetuando-se a nitração do *para*-dibromobenzeno, em reação análoga, o número de compostos mononitrados sintetizados é igual a

A) 1.

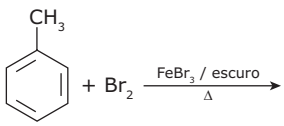
B) 2.

C) 3.

D) 4.

E) 5.

11. (UFU-MG) Na reação química, representada pela equação a seguir,



forma(m)-se, preferencialmente, o(s) produto(s)

A) 1,2-dibromo-3-metilbenzeno.

B) 1-bromo-2-metilbenzeno e 1-bromo-3-metilbenzeno.

C) 1-bromobenzeno.

D) 1-bromo-2-metilbenzeno e 1-bromo-4-metilbenzeno.

12. (UFTM-MG) Quanto à obtenção de um dos possíveis produtos nas reações de substituição de compostos orgânicos, em condições experimentais adequadas, é **CORRETO** afirmar que a

A) monocloração do nitrobenzeno produz o *orto*-cloronitrobenzeno.

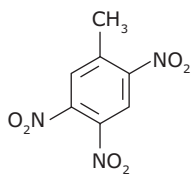
B) monocloração do nitrobenzeno produz o clorobenzeno.

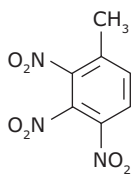
C) nitração do ácido benzoico produz o ácido *meta*-nitrobenzoico.

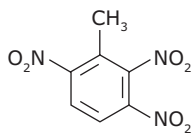
D) nitração do tolueno produz o *meta*-nitrotolueno.

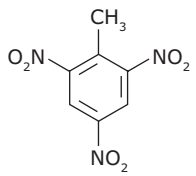
E) nitração do etilbenzeno produz o *meta*-nitroetilbenzeno.

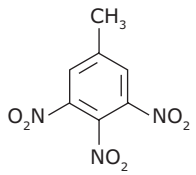
13. (UFF-RJ) O tolueno é muito usado na indústria tanto como solvente quanto como intermediário químico na fabricação de explosivos. Identifique o composto formado, preferencialmente, pela trinitração do tolueno, considerando as regras usuais de substituição eletrofílica aromática.

A)


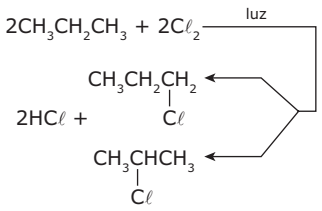
B)


C)


D)


E)


14. (FUVEST-SP) A reação do propano com cloro gasoso, em presença de luz, produz dois compostos monoclorados.



Na reação do cloro gasoso com 2,2-dimetilbutano, em presença de luz, o número de compostos monoclorados que podem ser formados e que **NÃO** possuem, em sua molécula, carbono assimétrico é

A) 1. B) 2. C) 3. D) 4. E) 5.

15. (PUC Rio) A reação a seguir foi realizada na presença de luz.

$$(CH_3)_2CHCH_3 + Br_2 \rightarrow$$

Seus principais produtos são:

A) $(CH_3)_2CHCH_2Br + HBr$

B) $(CH_3)_2CHCHBr + H_2$

C) $(CH_3)(CH_2Br)CHCH_3 + HBr$

D) $(CH_3)_2CBrCH_3 + HBr$

E) $(CH_2Br)_2CHCH_3 + H_2$

16. (UPE–2010) Um estudante em laboratório fez reagir, de forma conveniente, o bióxido de manganês, com quantidade estequiométrica de uma solução de ácido clorídrico. O gás obtido foi posteriormente inflado em dois recipientes: o primeiro contendo metano, e o segundo, benzeno. O estudante tomou todas as precauções necessárias no laboratório para que as reações ocorressem de acordo com as exigências experimentais. Em relação às reações, é **CORRETO** afirmar que

A) a reação ocorrida no primeiro recipiente não necessitou de luz, pois ela só ocorre às escuras e a temperaturas abaixo de 0 ºC.

B) a reação que ocorreu no primeiro recipiente é de adição e só se realiza na presença de luz e a temperaturas abaixo de 0 ºC.

C) a reação que ocorreu no segundo recipiente requer catalisador específico e é identificada como uma reação de adição halogenada.

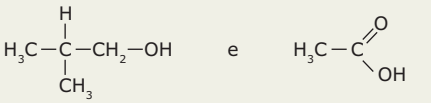
D) a reação que ocorreu no segundo recipiente é de substituição e necessita de catalisador específico para sua realização.

E) no segundo recipiente, a reação praticamente não ocorre, mesmo se utilizando catalisador apropriado, pois o benzeno é energeticamente estável.

GABARITO

Fixação

01. B

02. 

2-metilpropan-1-ol ácido etanoico

03. D

04. B

05. E

Propostos

01. E

02. A) Heptan-2-ol: $CH_3(CH_2)_4CHOHCH_3$

B) Heptan-3-ona: $CH_3(CH_2)_3COCH_2CH_3$

03. C

04. C

05. C

06. E

07. E

08. B

09. D

10. A

11. D

12. C

13. D

14. B

15. D

16. D

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS QUÍMICOS

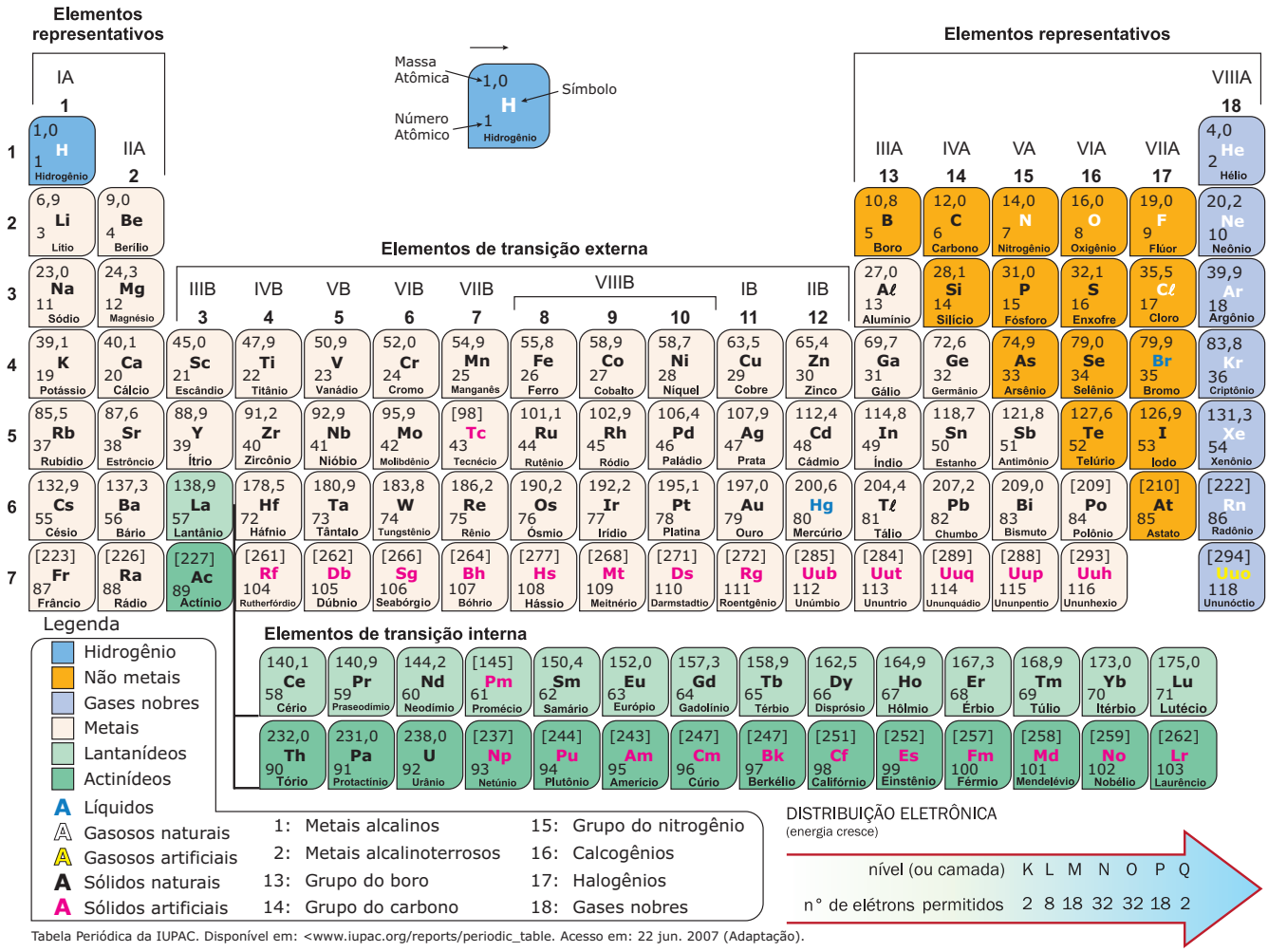


Tabela Periódica da IUPAC. Disponível em: <www.iupac.org/reports/periodic_table. Acesso em: 22 jun. 2007 (Adaptação).

PROPRIEDADES GERAIS DAS SUBSTÂNCIAS

	Iônica	Molecular	Covalente	Metálica
Unidades	cátions e ânions	moléculas	átomos	cátions metálicos
Exemplos	NaCℓ, MgO, $CaCO_3$	H_2O, I_2, CO_2	diamante, quartzo, grafita	Na, Mg, Fe
Forças de coesão entre as unidades	atração eletrostática (ligação iônica)	interações intermoleculares	ligações covalentes	atração eletrostática entre os cátions metálicos e o mar de elétrons livres (ligação metálica)
Dureza	duras, porém quebradiças	macias	muito duras (exceto a grafita)	de macias a duras, maleáveis
Ponto de Fusão	alto	baixo	muito alto	de baixo a alto
Condutividade elétrica	alta quando fundidas ou em soluções aquosas	quase nula	quase nula (exceto a grafita)	alta
Solubilidade em água dos compostos sólidos	em geral, são solúveis	moléculas polares geralmente são solúveis	insolúveis	insolúveis

SOLUBILIDADE DOS SAIS EM ÁGUA

Substância	Regra geral	Exceção
Nitratos ⇒ NO_3^-	Solúveis	
Acetatos ⇒ CH_3COO^-	Solúveis	Ag^+(*)
Cloretos ⇒ $C\ell^-$ Brometos ⇒ Br^- Iodetos ⇒ I^-	Solúveis	Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Fluoretos ⇒ F^-	Insolúveis	Ag^+, NH_4^+ e alcalinos
Hidróxidos ⇒ OH^-	Insolúveis	Alcalinos, NH_4^+, Ca^{2+}(*), Sr^{2+}(*) e Ba^{2+}(*)
Sulfetos ⇒ S^{2-}	Insolúveis	NH_4^+, alcalinos e alcalinoterrosos(*)
Sulfatos ⇒ SO_4^{2-}	Solúveis	Ca^{2+}(*), Sr^{2+}(*), Ba^{2+}(*), Pb^{2+}, Ag^+(*) e Hg^{2+}
Fosfatos ⇒ PO_4^{3-} Carbonatos ⇒ CO_3^{2-} Sulfitos ⇒ SO_3^{2-} Oxalatos ⇒ $C_2O_4^{2-}$	Insolúveis	NH_4^+ e alcalinos
Compostos de alcalinos Compostos de amônio	Solúveis	$KC\ell O_4$

(*) = Parcialmente solúvel

FILA DE REATIVIDADE

ordem decrescente

METAIS Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Aℓ, Mn, Zn, Cr, Cd, Co, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Hg, Pt, Au
(metais nobres)

NÃO METAIS F, Cℓ, Br, I, S

ESCALA DE ELETRONEGATIVIDADE

F	O	N	Cℓ	Br	I	S	C	Au	Se	Pt	Ru	Rh	Pd	At	Os	Ir	P	H	Te	As	B	Po
4,0	3,5	3,0	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,4	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,2	2,1	2,1	2,1	2,0	2,0	2,0

ordem decrescente

NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

Prefixo		Infixo	Sufixo
Número de carbonos na cadeia principal		Tipo de ligação entre carbonos	Função a que o composto pertence
Nº de carbonos		**Tipo de ligação**	**Funções**
1 C → met	11 C → undec	saturada → an	hidrocarbonetos → o
2 C → et	12 C → dodec	insaturadas entre carbonos:	álcoois → ol
3 C → prop	13 C → tridec		éter → ílico (usual)
4 C → but	15 C → pentadec	1 dupla → en	aldeído → al
5 C → pent	20 C → icos	1 tripla → in	cetona → ona
6 C → hex	30 C → triacont	2 duplas → adien	ácidos carboxílicos → oico
7 C → hept	40 C → tetracont	2 triplas → adiin	amina → amina
8 C → oct	50 C → pentacont		amida → amida
9 C → non	80 C → octacont	1 dupla e 1 tripla → enin	nitrila → nitrila
10 C → dec	100 C → hect		anidrido → oico

Se o composto for cíclico, receberá o prenome → ciclo

NOMENCLATURA DOS COMPOSTOS INORGÂNICOS

Ácidos

Hidrácidos:

ácido *(nome do ânion menos -eto)* + ídrico

$C\ell^-$ → ânion cloreto — $HC\ell$ → ácido clorídrico

Oxiácidos:

A) Quando o elemento forma um único oxiácido:

ácido *(nome do ânion menos -ato)* + ico

CO_3^{2-} → ânion carbonato — H_2CO_3 → ácido carbônico

B) Quando o elemento forma mais de um oxiácido (NOx variável):

quando o NOx for igual a +7	ácido per *(nome do ânion menos -ato)* + ico
$C\ell O_4^-$ → ânion perclorato	$HC\ell O_4$ → ácido perclórico
quando o NOx for igual a +6 ou +5	**ácido *(nome do ânion menos -ato)* + ico**
$C\ell O_3^-$ → ânion clorato	$HC\ell O_3$ → ácido clórico (NOx = +5)
SO_4^{2-} → ânion sulfato	H_2SO_4 → ácido sulfúrico (NOx = +6)
quando o NOx for igual a +4 ou +3	**ácido *(nome do ânion menos -ito)* + oso**
$C\ell O_2^-$ → ânion clorito	$HC\ell O_2$ → ácido cloroso (NOx = +3)
SO_3^{2-} → ânion sulfito	H_2SO_3 → ácido sulforoso (NOx = +4)
quando o NOx for igual a +1	**ácido hipo *(nome do ânion menos -ito)* + oso**
$C\ell O^-$ → ânion hipoclorito	$HC\ell O$ → ácido hipocloroso

Bases

hidróxido de *(nome do elemento)*

$Mg(OH)_2$ → hidróxido de magnésio

Quando o elemento apresenta mais de um NOx, devemos utilizar a notação de Stock:

AuOH → hidróxido de ouro (I)

$Au(OH)_3$ → hidróxido de ouro (III)

Óxidos

A) Quando o elemento forma apenas um óxido (NOx fixo):

óxido de *(nome do elemento)*

CaO → óxido de cálcio

B) Quando o elemento forma dois ou mais óxidos (NOx variável):

Sistemática (prefixos gregos)

FeO → monóxido de monoferro ou óxido de ferro

Fe_2O_3 → trióxido de diferro

Notação de Stock (NOx – Algarismos romanos)

Essa notação é útil quando se quer especificar o estado de oxidação do elemento.

Fe_2O_3 → óxido de ferro (III)

FeO → óxido de ferro (II)

– O prefixo mono pode ser omitido antes do nome do elemento e, algumas vezes, também antes da palavra óxido, desde que não resulte em ambiguidade. Isso também pode ocorrer com os demais prefixos.

Sais normais

(nome do ânion) de *(nome do cátion)*

K_2CO_3 → carbonato de potássio

$Mg(C\ell O_3)_2$ → clorato de magnésio

Para elementos que apresentam mais de um NOx, utilize a notação de Stock:

$FeSO_4$ → sulfato de ferro (II)

$Fe_2(SO_4)_3$ → sulfato de ferro (III)

Hidrogeno-Sais

Adição do prefixo hidrogeno ao nome do sal normal, acrescido dos prefixos mono, di, tri, etc.

$NaHCO_3$ → (mono)hidrogenocarbonato de sódio

KH_2PO_4 → di-hidrogenofosfato de potássio

Hidroxi-Sais

Adição do prefixo hidroxi ao nome do sal normal, acrescido dos prefixos mono, di e tri.

$Cu_2(OH)_3C\ell$ → tri-hidroxicloreto de cobre (II)

Sais duplos e triplos

Em geral, os cátions são colocados da esquerda para a direita, em ordem decrescente de eletronegatividade.

$KNaSO_4$ → sulfato (duplo) de potássio e sódio

$PbC\ell F$ → cloreto-fluoreto de chumbo (II)

$Cs_2CuPb(NO_3)_6$ → nitrato (triplo) de dicésio, cobre (II) e chumbo (II)

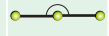
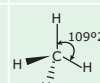
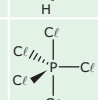
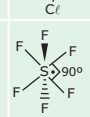
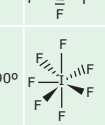
NOx	Ânion	Nome
	Halogênios	
–1	F^-	fluoreto
–1	$C\ell^-$	cloreto
–1	Br^-	brometo
–1	I^-	iodeto
+1	$C\ell O^-$	hipoclorito
+3	$C\ell O_2^-$	clorito
+5	$C\ell O_3^-$	clorato
+7	$C\ell O_4^-$	perclorato
+1	BrO^-	hipobromito
+5	BrO_3^-	bromato
+1	IO^-	hipoiodito
+5	IO_3^-	iodato
+7	IO_4^-	periodato
	Nitrogênio	
+3	NO_2^-	nitrito
+5	NO_3^-	nitrato
	Carbono	
+2	CN^-	cianeto
+4	CNO^-	cianato
+4	CNS^-	tiocianato
–3 e +3	H_3CCOO^-	acetato
+4	CO_3^{2-}	carbonato
+4	HCO_3^-	bicarbonato
+3	$C_2O_4^{2-}$	oxalato
	Enxofre	
–2	S^{2-}	sulfeto
+4	SO_3^{2-}	sulfito
+6	SO_4^{2-}	sulfato
+2	$S_2O_3^{2-}$	tiossulfato
+7	$S_2O_8^{2-}$	persulfato
	Fósforo	
+1	$H_2PO_2^-$	hipofosfito
+3	HPO_3^{2-}	fosfito
+5	PO_4^{3-}	(orto)fosfato
+5	PO_3^-	metafosfato
+5	$P_2O_7^{4-}$	pirofosfato
	Outros	
–1	H^-	hidreto
–2	O^{2-}	óxido
–1	O_2^{2-}	peróxido
–2	OH^-	hidróxido
+3	$Fe(CN)_6^{3-}$	ferricianeto
+2	$Fe(CN)_6^{4-}$	ferrocianeto
+6	CrO_4^{2-}	cromato
+6	$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
+7	MnO_4^-	permanganato
+6	MnO_4^{2-}	manganato
+4	MnO_3^{2-}	manganito
+3	AlO_3^-	aluminato
+2	ZnO_2^{2-}	zincato
+4	SiO_3^{2-}	metassilicato
+6	SiO_4^{4-}	(orto)silicato
+2	SnO_2^{2-}	estanito
+4	SnO_3^{2-}	estanato
+2	PbO_2^{2-}	plumbito
+4	PbO_3^{2-}	plumbato
+3	AsO_3^{3-}	arsenito
+5	AsO_4^{3-}	arseniato
+3	SbO_3^{3-}	antimonito
+3	BO_3^{3-}	borato
+4	SiF_6^{2-}	fluorsilicato

Cátion	Nome
NH_4^+	amônio
H^+	hidrogênio
H_3O^+	hidroxônio
Al^{3+}	alumínio
Ba^{2+}	bário
Bi^{3+}	bismuto
Cd^{2+}	cádmio
Ca^{2+}	cálcio
Pb^{2+}	chumbo (II)
Pb^{4+}	chumbo (IV)
Co^{2+}	cobalto (II)
Co^{3+}	cobalto (III)
Cu^+	cobre (I)
Cu^{2+}	cobre (II)
Cr^{2+}	cromo (II)
Cr^{3+}	cromo (III)
Sn^{2+}	estanho (II)
Sn^{4+}	estanho (IV)
Fe^{2+}	ferro (II)
Fe^{3+}	ferro (III)
La^{3+}	lantânio
Li^+	lítio
Mn^{2+}	manganês (II)
Mn^{3+}	manganês (III)
Mn^{4+}	manganês (IV)
Hg_2^{2+}	mercúrio (I)
Hg^{2+}	mercúrio (II)
Ni^{2+}	níquel (II)
Ni^{3+}	níquel (III)
Au^+	ouro (I)
Au^{3+}	ouro (III)
Pt^{2+}	platina (II)
Pt^{4+}	platina (IV)
K^+	potássio
Ag^+	prata
Ra^{2+}	rádio
Rb^+	rubídio
Na^+	sódio
Ti^{4+}	titânio (IV)
Zn^{2+}	zinco

NOX USUAIS

Elementos	NOx	Ocorrência	Exemplos
IA(1) ⇒ Metais alcalinos: Li, Na, K, Rb, Cs e Fr	+1	Substâncias compostas	$K_2Cr_2O_7$ $NaC\ell$ KOH
IIA(2) ⇒ Metais alcalino-terrosos: Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra	+2	Substâncias compostas	CaO $BeC\ell_2$ $BaSO_4$
VIA(16) ⇒ Calcogênios: S, Se e Te	–2	Substâncias binárias em que o calcogênio é o elemento mais eletronegativo	H_2S CS_2 CaSe
VIIA(17) ⇒ Halogênios: F, Cℓ, Br e I	–1	Substâncias binárias em que o halogênio é o elemento mais eletronegativo	OF_2 $NaC\ell$ $HC\ell$
Ag ⇒ Prata	+1	Substâncias compostas	$AgNO_3$ $AgC\ell$ AgCN
Zn ⇒ Zinco	+2	Substâncias compostas	$Zn(OH)_2$ $ZnC\ell_2$ ZnO
Aℓ ⇒ Alumínio	+3	Substâncias compostas	$A\ell_2S_3$ $AlC\ell_3$ $A\ell_2(SO_4)_3$
H ⇒ Hidrogênio	+1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento menos eletronegativo	H_2O NH_3 H_2SO_4
	–1	Substâncias compostas em que o hidrogênio é o elemento mais eletronegativo	SiH_4 CaH_2
O ⇒ Oxigênio	+2	Em fluoretos	OF_2
	+1	Em fluoretos	O_2F_2
	–1	Em peróxidos (compostos binários)	H_2O_2 Na_2O_2
	$-\frac{1}{2}$	Em superóxidos (compostos binários)	CaO_4 Na_2O_4
	–2	Em óxidos (compostos binários)	H_2O Na_2O
	–2	Excetuando-se os casos anteriores	$K_2Cr_2O_7$ $KMnO_4$ H_2SO_4

GEOMETRIA DAS MOLÉCULAS

Nº de átomos que se ligam	Geometria molecular	Forma da molécula	Ângulos	Exemplos
2	Linear		180º	HCℓ
3	Linear		180º	CO_2
	Angular (com presença de elétrons não ligantes no átomo central)		variável	H_2O
4	Trigonal plana		120º	HCHO
	Piramidal (com presença de um par de elétrons não ligantes no átomo central)		variável	NH_3
5	Tetraédrica		109º28'	 CH_4
6	Bipirâmide trigonal		120º e 90º	 $PC\ell_5$
7	Octaédrica		90º	 SF_6
8	Bipirâmide pentagonal		72º e 90º	 IF_7

Geometria	Condição: ligantes ao átomo central	Polaridade
Linear, trigonal plana, tetraédrica e bipiramidal	Iguais	Apolar
	Diferentes	Polar
Angular e piramidal	Iguais ou diferentes	Polar